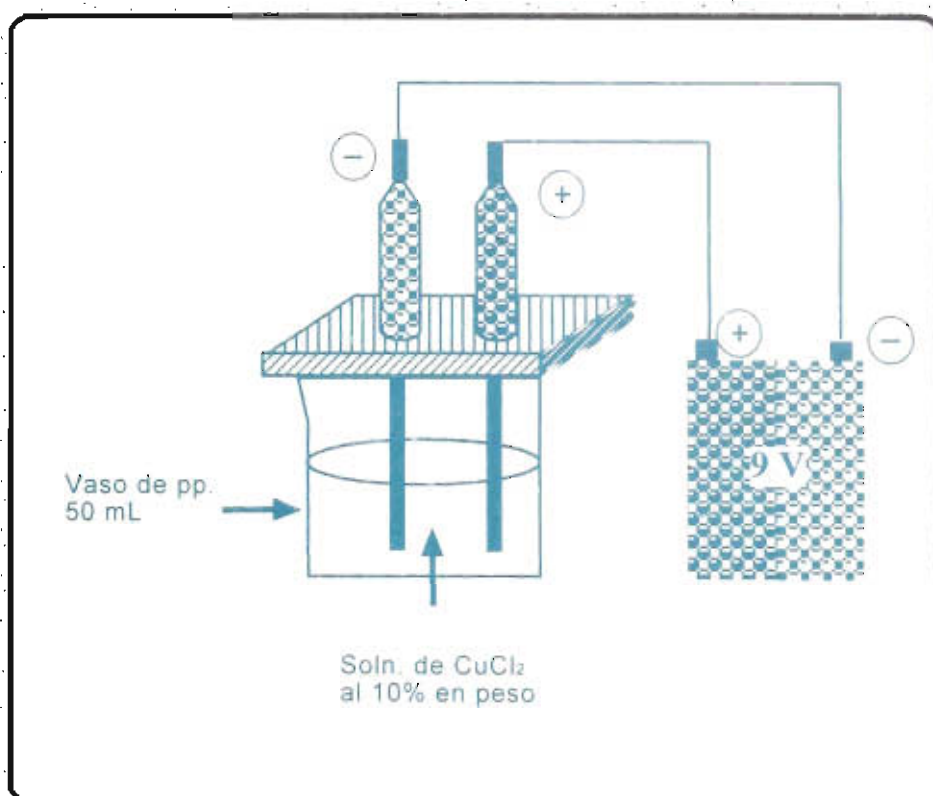


MANUAL de LABORATORIO de REACCIONES y ENLACE QUÍMICO

Grupo de investigación
en la enseñanza de la química



217450
C.B. 2892923

Manual
de
Laboratorio
de
Reacciones y Enlace Químico



AZCAPOTZALCO
COSEI BIBLIOTECA

Departamento de Ciencias Básicas.

Grupo de Investigación en la Enseñanza de la
Química

2892923

**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
UNIDAD AZCAPOTZALCO**

**RECTORA
MTRA. PALOMA IBÁÑEZ VILLALOBOS**

**SECRETARIO
ING. DARÍO EDUARDO GUÁYCOCHEA GUGLIELMI**

**COORDINADOR GENERAL DE DESARROLLO ACADÉMICO
DR. LUIS SOTO WALLS**

**COORDINADORA DE EXTENSIÓN UNIVERSITARIA
MTRA. MARÍA ITZEL SAINZ GONZÁLEZ**

**JEFE DE LA SECCIÓN DE PRODUCCIÓN Y DISTRIBUCIÓN EDITORIALES
LIC. FRANCISCO RAMÍREZ TREVIÑO**

**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
UNIDAD AZCAPOTZALCO
AV. SAN PABLO 180
COL. REYNOSA TAMAULIPAS
DEL AZCAPOTZALCO
C. P. 02200
MÉXICO, D. F.**

**© UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
UNIDAD AZCAPOTZALCO**

**GRUPO DE INVESTIGACIÓN EN LA
ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA
REVISIÓN TÉCNICA: M. EN C. IRMA DELFÍN ALCALÁ**

**MANUAL DE LABORATORIO DE REACCIONES Y ENLACE QUÍMICO
ISBN: 970-654-937-4**

**CORRECCIÓN:
MARISELA JUÁREZ CAPISTRÁN
ILUSTRACIÓN DE PORTADA:
CONSUELO QUIROZ REYES
DISEÑO DE PORTADA:
MODESTO SERRANO RAMÍREZ**

**1ª. EDICIÓN, 2002
2ª. EDICIÓN, 2003
6ª. REIMPRESIÓN, 2006
8ª. REIMPRESIÓN, 2008
9ª. REIMPRESIÓN, 2010**

IMPRESO EN MÉXICO

RELACIÓN DE AUTORES

ACTIVIDAD	PROPUESTA
Presentación del curso	Ma. del Carmen González Cortés
Introducción	Ma. del Carmen González Cortés
Principio de conservación de la materia, ley de las proporciones constantes y concepto de mol	Lilia Fernández Sánchez
Seminario de preparación de soluciones acuosas	Miguel Ávila Jiménez
Reacciones de precipitación	Ma. Tula Luna Rojas
Soluciones ácidas y básicas. Reacciones de neutralización	Ma. de la Luz Soto Téllez
Reacciones de doble sustitución mediante resinas de intercambio iónico	Hugo Eduardo Solís Correa
Seminario de reacciones de óxido-reducción	Lilia Fernández Sánchez
Reacciones de óxido-reducción y titulación con agentes oxidantes	Ma. Isabel Raygoza Maceda
Reacciones de óxido-reducción y titulación con agentes reductores	Ma. del Carmen González Cortés
Celdas electroquímicas, fuentes de poder y electrolíticas	Hugo Eduardo Solís Correa

**RELACIÓN DE ACTIVIDADES DESARROLLADAS POR LOS INTEGRANTES DEL GRUPO DE ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA,
PARA LA REALIZACIÓN DE ESTE MANUAL**

ACTIVIDAD	PROPUESTA Y/O ELABORACIÓN	PRUEBA EN LABORATORIO	PRESENTACIÓN AL GRUPO	PRESENTACIÓN EN SEMINARIO	APOYO TÉCNICO
Prólogo y agradecimientos	Carlos Roa		Carlos Roa		
Presentación del curso	Carmen González		Carmen González		
Introducción	Carmen González		Carmen González		
Principio de conservación de la materia, ley de las proporciones constantes y concepto de mol	Lilia Fernández	Lilia Fernández	Lilia Fernández	Lilia Fernández	Rita Valladares, Javier Saldívar
Seminario de preparación de soluciones acuosas	Miguel Ávila		Miguel Ávila	Miguel Ávila	
Reacciones de precipitación	Ma. Tula Luna	Hugo Solís	Hugo Solís	Hugo Solís	Álvaro Melgar
Soluciones ácidas y básicas. Reacciones de neutralización	Ma. Luz Soto	Ma. Luz Soto Alicia Cid	Ma. Luz Soto Alicia Cid	Ma. Luz Soto Lilia Fernández	Jorge Eligio, Tomás Peralta
Reacciones de doble sustitución mediante resinas de intercambio iónico	Hugo Solís	Miguel Ávila Leonardo Hernández	Miguel Ávila Leonardo Hernández	Miguel Ávila	Rita Valladares, Javier Saldívar, Rodolfo Ceja, Tomás Peralta, Pilar Esparza
Seminario de reacciones de óxido-reducción	Lilia Fernández		Lilia Fernández		Rita Valladares, Javier Saldívar
Reacciones de óxido-reducción y titulación con agentes oxidantes	Isabel Raygoza	Miguel Ávila Leonardo Hernández	Miguel Ávila Leonardo Hernández	Lucta Coxtinica	Rita Valladares, Javier Saldívar, Rodolfo Ceja, Tomás Peralta, Pilar Esparza
Reacciones de óxido-reducción y titulación con agentes reductores	Carmen González	Ma. Luz Soto	Carmen González	Lilia Fernández	Pilar Esparza, Álvaro Melgar, Jorge Eligio Melchor
Celdas electroquímicas, fuentes de poder y electrolíticas	Hugo Solís	Lilia Fernández Ma. Luz Soto	Lilia Fernández	Lilia Fernández Hugo Solís	Tomás Peralta

Prólogo y agradecimientos

Inmersa en el proceso formativo de los estudiantes de las diversas ingenierías en esta Unidad Azcapotzalco de la Universidad Autónoma Metropolitana, se encuentra la necesidad de contar con planes y programas de estudio que permanentemente se sometan a una revisión que cubra aspectos pedagógicos que apoyen al proceso enseñanza aprendizaje, y por supuesto a una tarea de actualización de sus contenidos programáticos. La vigencia de estos lineamientos normativos contribuirá trascendentemente en el desarrollo académico de nuestros alumnos, les promoverá mayor interés y les permitirá una mayor utilización de lo aprendido en su vida profesional futura, pero cercana.

Acordes con estos planteamientos, los profesores integrantes del Grupo de Investigación en Enseñanza de la Química, bajo la coordinación del Jefe del Departamento de Ciencias Básicas, M. en C. Hugo Eduardo Solís Correa, nos propusimos generar este **Manual de Laboratorio de Reacciones y Enlace Químico**.

Las nuevas prácticas y los experimentos que las conforman se discutieron, seleccionaron y corrigieron por los integrantes de este grupo de trabajo y ante la necesidad de ensayar, con su respectiva comprobación, el desarrollo y resultados de estas actividades experimentales, así como de sus posibles adaptaciones y adecuaciones, se constituyeron subgrupos de trabajo que atendieron cada práctica experimental.

Al respecto, la colaboración y apoyo de los “Técnicos especializados” participantes que laboran en los laboratorios de Química fue muy importante, así como la intervención de algunos de los estudiantes que se desempeñan como ayudantes de la misma Área. Por supuesto que el documento tuvo que recibir un formato y estructuración para su posterior edición, actividad que se realizó con la valiosa contribución de Hilda Rojo Zabaleta, secretaria del Área de Química y finalmente externamos nuestra gratitud y reconocimiento a la Profesora Irma Delfín Alcalá.

Hacemos patente nuestra gratitud y reconocimiento por su ayuda y alto sentido de responsabilidad a Rodolfo Ceja Aladro, Pedro Delgado Morales, Pilar Esparza Juárez, Jorge Eligio Melchor Velázquez, Álvaro Melgar Cruz, Tomás Peralta Rojas, Javier Saldívar González y Ma. Rita Valladares Rodríguez, quienes contribuyeron eficazmente en las actividades previas, al desarrollo y comprobación de los experimentos de las distintas prácticas.

En su calidad de documento perfectible, es probable que surja la necesidad de realizar modificaciones o ajustes que enriquezcan los experimentos propuestos así como el contenido del texto; por ello, esperamos vernos favorecidos con toda aquella contribución que mejore este Manual, misma que se verá reflejada en las próximas ediciones.

Por lo expuesto, reiteramos nuestra amplia gratitud a todas las personas que directa o indirectamente contribuyeron para la realización de este trabajo y anticipadamente reconocemos la valiosa utilidad de aquellas aportaciones, ideas y propuestas que recibamos para ediciones subsecuentes.

ATENTAMENTE

GRUPO DE INVESTIGACIÓN EN ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA

Ávila Jiménez Miguel
Cid Reborido Alicia
Coxtinica Aguilar Lucía
Elorza Guerrero María Eugenia
Fernández Sánchez Lilia
González Cortés María del Carmen
Hernández Martínez Leonardo
Luna Rojas María Tula Alicia
Raygoza Maceda María Isabel
Roa Limas José Carlos
Solís Correa Hugo Eduardo
Soto Téllez María de la Luz

C o n t e n i d o

	Página
Prólogo y agradecimientos	1
Contenido	3
Presentación del curso de laboratorio	5
Introducción	15
Principio de conservación de la materia, ley de las proporciones constantes y concepto de mol	19
Seminario de preparación de soluciones acuosas	29
Reacciones de precipitación	41
Soluciones ácidas y básicas. Reacciones de neutralización	49
Reacciones de doble sustitución mediante resinas de intercambio iónico	61
Seminario de reacciones de óxido-reducción	65
Reacciones de óxido-reducción y titulación con agentes oxidantes	79
Reacciones de óxido-reducción y titulación con agentes reductores A	89
Reacciones de óxido-reducción y titulación con agentes reductores B	95
Celdas electroquímicas, fuentes de poder y electrolisis	103
Apéndice	111

Presentación del curso de laboratorio

En esta primera sesión se hará la presentación de la asignatura y de las personas que apoyarán en el desarrollo de la misma: profesor, ayudante y técnico de laboratorio; indicando el grado de participación de cada una de ellas, su experiencia, sus actividades dentro del curso y su horario y lugar de estancia en la Universidad para dar asesorías a los alumnos o recibir material de reposición (en el caso de los técnicos del laboratorio).

Se hablará además de los siguientes puntos:

- Objetivos del curso
- Material y equipo
- Medidas de seguridad
- Reglamento interno
- Formas de trabajo y evaluación
- Calendario de actividades

Objetivos

Que al terminar el curso, el alumno sea capaz de:

1. Identificar, seleccionar y utilizar el material, equipo y reactivos químicos adecuados y/o necesarios para obtener datos confiables al realizar un experimento químico.
2. Lograr el aprendizaje significativo de las diferentes reacciones químicas. Reconocer los diferentes tipos de reacciones químicas, que puede encontrar a lo largo de su actividad profesional como ingeniero, a partir de actividades experimentales.
3. Comprobar mediante la experimentación, que en toda reacción química se cumplen las leyes de: a) conservación de la materia y b) proporciones constantes.
4. Conocer y aplicar las normas de higiene y seguridad pertinentes, que minimicen las situaciones de riesgo en el laboratorio y garanticen el respeto al ambiente.
5. Adquirir el conocimiento, destrezas y habilidades necesarias para la correcta preparación de soluciones químicas.
6. Describir oralmente y por escrito los fenómenos que ocurren durante un procedimiento experimental.

Material y equipo de laboratorio

MATERIAL	
DE VIDRIO	METALICO
Vaso de precipitados	Pinzas para bureta
Matraz de destilación	Pinzas para tubos de ensaye
Matraz Erlenmeyer	Pinzas para vasos de precipitados
Matraz volumétrico	Pinzas para cápsula de porcelana
Matraz kitazato	Pinzas de tres dedos
Matraz balón	Nueces
Matraz de fondo plano	Espátula
Probeta	Baño maría
Pipeta graduada	Anillo
Pipeta volumétrica	Soporte universal
Bureta	Tripié
Embudo de tallo corto o largo	Tela de alambre con asbesto
Embudo de seguridad	Gradilla
Embudo de separación	
Tubo de ensaye	
Vidrio de reloj	
Refrigerante recto	
Refrigerante de rosario	
Refrigerante de gusano	
Agitador de vidrio	
Gendarme	
Termómetro de mercurio	
Tubería de vidrio	
Desecador	
DE PORCELANA	DE HULE O PLÁSTICO
Cápsulas	Agitador magnético
Crisol	Gradilla
Mortero y pistilo	Piseta
Triángulo	Tapones
	Perillas de succión
DE MADERA	Mangueras
Gradilla	*La mayoría del material de vidrio también se produce en plástico, con la ventaja de que es irrompible.
EQUIPO	
Mufla	Parrilla eléctrica con agitador magnético
Estufa	Mechero Bunsen
Centrífuga	Mechero Fisher
Balanza granataria	Bomba de vacío
Balanza analítica	Multímetro
Balanza digital	pH-metro

Medidas de seguridad en el laboratorio

Las medidas generales de higiene y seguridad tienen por objetivo evitar percances o accidentes que pongan en riesgo la seguridad personal de quien trabaja en un laboratorio o la de sus compañeros, así como evitar daños a equipos o materiales de trabajo.

Las medidas mínimas de higiene y seguridad para un laboratorio químico son las siguientes:

1. Respetar las señales incluidas en el laboratorio.
2. No desatender un experimento, en ningún momento
3. Conocer las propiedades y efectos de las sustancias que se están utilizando en un experimento químico, para lo cual es indispensable revisar al menos la etiqueta del envase del reactivo químico. Si es posible, buscar sus propiedades físicas y químicas en un manual adecuado.
4. Mantener las puertas de acceso al laboratorio libres de obstáculos y abiertas mientras se está trabajando dentro del mismo.
5. Mantener las zonas de trabajo limpias. En caso de derrame o cualquier incidente, limpiar y reacondicionar adecuadamente el espacio de trabajo.
6. Evitar arrojar residuos sólidos en el drenaje. La disposición de desechos sólidos depende del riesgo químico (solamente las sustancias inocuas se depositan en el bote de basura).
7. Los residuos líquidos solubles no orgánicos se neutralizan y diluyen con agua antes de desecharlos al drenaje. Para desecharlos es necesario mantener una corriente de agua limpia que arrastre estos residuos, y asegurarse de que continúe corriendo agua algunos minutos más.
8. No desechar al drenaje residuos líquidos insolubles, disolventes orgánicos, residuos radiactivos, ni disolventes volátiles; estos residuos se deben almacenar adecuadamente para su posterior tratamiento, evitando almacenar volúmenes grandes de ellos.
9. Utilizar solamente material de vidrio en buenas condiciones.
10. Se debe procurar almacenar los reactivos en envases pequeños y sin llenarlos totalmente, dejando espacio para contener vapores en caso de que desprendan.
11. Desde la primera sesión de laboratorio, localizar los equipos de primeros auxilios y de seguridad, como son: extintores, arena, regaderas, lavajos, botiquines, válvulas de control de agua, gas y aire, interruptor de corriente eléctrica y demás puntos de riesgo o ayuda
12. Conocer la ubicación del servicio médico y/o protección civil, así como su número telefónico.

Reglas de seguridad básicas que se deben seguir dentro de un laboratorio

1. No consumir alimentos, de ningún tipo, en el interior de un laboratorio químico.
2. No fumar.
3. No jugar dentro del laboratorio o realizar cualquier actividad que cause riesgos.
4. Utilizar el equipo básico: batas, guantes y lentes de seguridad.
5. Evitar el uso del cabello largo suelto o no recogido.
6. Se recomienda el uso de zapato cerrado.
7. Usar la bata siempre abrochada o abotonada.
8. Mantener etiquetados correctamente todos los reactivos químicos.
9. Evitar colocar material de vidrio caliente sobre superficies frías; en cualquier caso se sugiere el uso de bases aislantes, de preferencia, de asbesto.
10. Utilizar, de preferencia, la campana de extracción, sobre todo cuando las sustancias de trabajo desprendan vapores o cuando exista peligro de explosión.
11. Revisar que las llaves del agua y gas estén cerradas cuando no estén en uso y al finalizar cada práctica.
12. No utilizar reactivos que carezcan de etiqueta.
13. Jamás probar o llevarse a la boca, ni aspirar en forma directa o tocar reactivos, vapores, líquidos, sólidos o cualquier otro tipo de sustancias existentes o que se generen en el laboratorio.
14. Cerrar el envase inmediatamente después de tomar la cantidad de reactivo requerida para evitar que se contamine. Para tomar el reactivo, se debe de emplear una pipeta, gotero, espátula, cucharilla o cualquier otro accesorio limpio y seco.
15. Nunca calentar sistemas cerrados ni exponerlos a fuentes de energía que propicien riesgo.
16. Evitar el contacto de las sustancias químicas con piel, ojos y mucosas. En caso de contacto, lavar inmediatamente con una cantidad abundante de agua fría.
17. En caso de que la ropa se impregne de alguna sustancia química, quitarse esa indumentaria y lavarla.
18. En caso de accidente o de sentirse mal dentro de un laboratorio, salir del mismo, buscar asesoramiento inmediato del responsable del laboratorio y en seguida recurrir al servicio médico.

Señales

Como parte de la información reglamentaria en un laboratorio existen señales universales que es necesario conocer. Las señales pueden ser de 5 tipos y las más comunes en los laboratorios químicos son:

a) Señales de prohibición:



Prohibido fumar



Prohibido fumar y
encender fuego



Prohibido pasar
a las personas



Prohibido apagar
con agua



Agua no potable



Entrada prohibida
a personas no
autorizadas



No tocar

b) Señales de obligación



Protección obligatoria de la vista



Protección obligatoria de la cabeza



Protección obligatoria del oído



Protección obligatoria de las vías respiratorias



Protección obligatoria de los pies



Protección obligatoria de las manos

c) Señales de salvamento:



Dirección que debe seguirse



Primeros auxilios



Camilla



Ducha de seguridad



Lavado de ojos

d) Señales de advertencia:



Materias inflamables



Materias explosivas



Materias tóxicas



Materias corrosivas



Materias radiactivas



Riesgo eléctrico



Peligro en general



Radiaciones laser



Materiales comburentes



Riesgo biológico



Baja temperatura



Materias nocivas o irritantes

e) Señales de protección contra incendios:



Manguera contra incendios



Escalera de mano



Extintor



Teléfono de emergencia

Localización del Servicio Médico:	Edificio E planta baja (E-10).
Teléfonos:	5383-6295
Extensión tel. (uso interno de la UAM):	9280
Localización de Protección Civil:	Edificio C primer piso, personal
Extensión tel. (uso interno de la UAM):	2004

Para manipular los productos químicos correctamente, es necesario disponer de información adecuada acerca de los mismos, tal como la identificación del producto, su composición, identificación de la industria responsable de la comercialización, propiedades físicas químicas y biológicas de la sustancia, identificación de peligros potenciales, efectos sobre la salud y medidas preventivas. Esta información se encuentra en la etiqueta del envase en que viene contenida la sustancia, por eso se recomienda leer las etiquetas antes de utilizar las sustancias.

- a. Identificación del producto
- b. Composición del producto o especificaciones del lote
- c. Propiedades del producto
1. Clave numérica de riesgo o símbolo de advertencia.
2. Equipo de protección para laboratorio
3. Código de colores para almacenaje o tipo de sustancia:

Amarillo = Almacenamiento de materiales combustibles y/o inflamables.

4. Clave de control para derrames
5. Sistema SIRE (Riesgos a la Salud, Inflamabilidad, Reactividad y Especiales)
6. Información de riesgos

Reglamento interno del laboratorio

En las u.e.a.'s experimentales de química se tiene el siguiente reglamento.

1. Los alumnos deberán llegar dentro de los primeros 15 minutos de inicio de la sesión; si el alumno acude al laboratorio después de este tiempo, no podrá ingresar en ningún caso.
2. El alumno, al entrar al laboratorio, debe traer su bata puesta y abrochada.
3. El alumno deberá acudir a cada sesión de laboratorio con el siguiente material:
 - Manual de laboratorio
 - Bitácora
 - Material de limpieza: etiquetas o masking tape, franela, papel absorbente y jabón.
4. El alumno tendrá la obligación de estudiar con antelación la práctica a realizar, así como desarrollar todas las actividades pre-laboratorio (actividades que deben de realizar antes de acudir a la sesión de laboratorio) que se indiquen en la misma.
5. Los alumnos formarán equipos de trabajo para realizar las prácticas. El número de integrantes de cada equipo, lo definirá el profesor, en función del número de alumnos en el grupo.
6. Los alumnos tendrán la obligación de entregar el reporte de la práctica, ya sea por equipo o de forma individual, después de realizar la parte experimental de dicha práctica.
7. Cada equipo de alumnos entregará una credencial de la Universidad a la persona que le entregue el material con el que va a realizar la práctica, como garantía del material que va a utilizar en cada sesión. Al regresar todo el material, en buen estado y limpio, se le devolverá la credencial.
8. El equipo de alumnos que por alguna razón dañe algún material deberá reponerlo en la siguiente sesión de la asignatura y no se le entregará la credencial dejada en garantía al inicio de la sesión, sino que le será devuelta en el momento que entregue el material de repuesto, el cual deberá tener las mismas características que el que sufrió el daño. En caso de que no entregue el material de reposición en corto tiempo, se enviara el reporte a Sistemas Escolares, de donde a su vez, se generará otro que será anexado al kardex de todos los integrantes del equipo. Será necesario que se entregue el material antes del siguiente periodo de reinscripción, para eliminar ese reporte y que se puedan inscribir sin ningún problema. Además de que todos los alumnos integrantes de ese equipo de trabajo tendrán una calificación no aprobatoria en curso.
9. El alumno deberá seguir en todo momento, dentro del laboratorio, las medidas de higiene y seguridad generales y las indicadas en cada práctica.

10. El alumno deberá mantener limpio su lugar de trabajo, en todo momento.
11. El alumno recibirá su calificación final personalmente en el lugar, horario y día que el profesor indique. Solamente en esa ocasión tendrá oportunidad de aclarar dudas o inconformidades.
12. La calificación mínima aprobatoria será de 6.0, por consiguiente, calificaciones iguales o menores a 5.99 serán no aprobatorias.
13. Para asignar una calificación, el profesor considerará los siguientes puntos: calidad de la bitácora, calidad de cada uno de los reportes, calificación obtenida en cada uno de los exámenes y grado de participación del alumno en el desarrollo de las prácticas.
14. Para asignar la calificación que se utiliza por parte de la Universidad, se seguirá la siguiente tabla de equivalencias de número a letra:

Calificación en número	Calificación en letra
0.0-5.99	NA
6.0-7.49	S
7.5-8.99	B
9.0-10.0	MB

15. Solamente se realizarán prácticas de reposición en caso de que todo el grupo no haya realizado alguna práctica durante el trimestre, independientemente de la causa. No se realizarán prácticas de reposición por alumno.
16. El profesor no hará exámenes a alumnos que no llegaron a tiempo, así como tampoco aceptará bitácoras o reportes entregados posteriormente a la fecha y hora indicados.
17. Un profesor podrá pedirle a un alumno que salga del laboratorio, sólo en los siguientes casos: i) cuando al alumno se le sorprenda copiando o hablando durante la realización de un examen, ii) cuando el alumno, debido a su mal comportamiento genere un riesgo potencial hacia sus compañeros, personal o a las instalaciones de la Universidad o iii) cuando le falte al respeto a alguno de sus compañeros o al personal (técnico, ayudante o profesor titular) de la Universidad.
18. No se admiten personas en calidad de alumno-oyente.
19. Al final de cada sesión, cada equipo de alumnos tiene la obligación de dejar limpia su mesa, apagados y limpios los instrumentos de laboratorio utilizados, asegurarse de que los equipos eléctricos (como las parrillas eléctricas) han sido desconectados y todas las llaves de agua y gas han sido cerradas, que los bancos estén sobre la mesa y que las tarjas estén despejadas de basura y que no tengan residuos químicos que puedan ocasionar un accidente o perjuicio a las mismas.

Forma de trabajo y de evaluación

Trabajo

El tiempo en cada sesión se distribuirá según lo designe el profesor, considerando:

- Presentación de los fundamentos teóricos que respaldan el tema de esa sesión, el equipo a utilizar, normas de higiene y seguridad específicas, en forma de un seminario, con una duración al menos de una hora.
- Realización del examen correspondiente a la práctica anterior o actual.
- Realización de la práctica.

Evaluación.

El profesor considerará los siguientes puntos para formular la calificación final del alumno: asistencia, calidad de la bitácora, calidad del reporte, puntuación obtenida en los exámenes de las prácticas y/o seminarios y grado de participación del alumno en el desarrollo de las mismas.

El profesor y el ayudante, de común acuerdo indicarán el porcentaje de peso de cada uno de los puntos anteriores, así como la forma en que se calificarán: individual o por equipo.

Es necesario que el profesor indique, a los alumnos, en esta sesión, qué comprende cada uno de los siguientes puntos:

- Asistencia o retardos
- Calidad de la bitácora
- Calidad del reporte. Incluye: calidad del trabajo, presentación, tiempo de entrega
- Exámenes

También se deben aclarar los siguientes puntos, que pueden o no afectar la calificación del alumno:

- Comportamiento dentro del laboratorio.
- Salida del laboratorio sin autorización.

Bitácora o libreta de laboratorio

La bitácora es un cuaderno donde se registran todos los datos necesarios para realizar una práctica y todas las actividades realizadas en el laboratorio.

Este cuaderno tiene características especiales: es un cuaderno de pasta gruesa, sin

espiral y con hojas foliadas. Estas características responden a las siguientes necesidades: los datos al registrarse en un cuaderno especial para el laboratorio, no se perderán ni se transferirán incorrectamente, ya que fueron anotados en el momento de obtención de los mismos; al no tener espiral es difícil que se arranquen hojas, por lo tanto, no será fácil que se pierda información en ningún momento; el que sea de pasta gruesa, es debido a que si por alguna razón hay algún derrame de un líquido sobre la mesa, la pasta dura evitará que el líquido llegue a las páginas de la bitácora, evitando una distorsión o eliminación de lo escrito en ellas.

Forma de utilizar la bitácora:

- Hojas con numeración impar: notas y datos previos de la práctica
- Hojas con numeración par: notas, datos, observaciones y recomendaciones durante el experimento.

Puntos que deben estar contenidos en las hojas con numeración impar.

- Nombre de la práctica
- Fecha de realización de la práctica
- Objetivos de la práctica
- Resumen teórico del tema correspondiente al desarrollo de la práctica
- Lista de materiales, equipo y reactivos a utilizar en el desarrollo de la práctica
- Propiedades físicas y químicas e información de riesgos y precauciones de manejo de cada una de las sustancias químicas que se utilizarán en esa práctica
- Bibliografía utilizada para generar el resumen teórico y obtener los datos del punto anterior.
- Procedimiento que se indica en el manual de laboratorio del curso, en forma de diagrama de bloques (secuencia de instrucciones)
- Cuestionario

Puntos que deben estar contenidos en las hojas con numeración par.

- Consideraciones teóricas expuestas por el profesor durante el seminario de la práctica
- Recomendaciones dadas por el profesor antes de cada experimento
- Notas, datos y observaciones que se obtengan durante el desarrollo experimental

Calendario de actividades

Se indicará al alumno las fechas para cada una de las sesiones, de acuerdo con el calendario proporcionado por la Coordinación de u.e.a.'s experimentales de Química.

Introducción

La química es “la ciencia que estudia la composición de la materia y sus transformaciones. El desear conocer la composición de la materia ha conducido a la producción de nuevos materiales, equipos y tecnologías novedosas.

La química es indispensable para comprender fenómenos que ocurren en otras disciplinas como son la ingeniería, en todas sus ramas, la agricultura, la biología, la ciencia de los materiales, la medicina, etc.; así como, diversos fenómenos cotidianos, como son: los colores que presentan las cosas, los olores, la textura, la fotosíntesis, etc.

Mediante la química es posible interpretar los fenómenos naturales, la composición y estructura de las sustancias que ha hecho posible sintetizar sustancias desconocidas en la naturaleza como son los nuevos materiales, medicamentos, etc.

Las transformaciones que sufre la materia, se rigen por las leyes de la química, manifestados a través de reacciones químicas.

Las reacciones químicas son procesos en los cuales una o varias sustancias cambian para formar una o más sustancias diferentes. A las sustancias con las que se inicia una reacción química se les denomina reactivos y a las que se obtienen de esas reacciones químicas se les denominan productos. Estas reacciones químicas se describen simbólicamente mediante ecuaciones químicas.

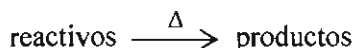
En una ecuación química se emplean símbolos y fórmulas químicas de las sustancias que intervienen en una reacción química. Una ecuación química consta de:

1. **Reactivos.** Símbolos o fórmulas de las especies, separadas por un signo positivo (+) si son varias especies; y precedidos por un coeficiente, que indica la cantidad con la cual cada especie interviene en la reacción química.
2. **Flecha.** La flecha (\longrightarrow) se utiliza para diferenciar productos de reactivos, y su punta indica la dirección de la reacción. Por lo general, los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha. Si el símbolo (flecha) utilizado es una doble flecha (\rightleftharpoons), indica que la reacción es bidireccional, esto es, la cantidad de reactivos que se utilizan para generar productos, es la misma cantidad que se obtiene de la reacción entre los productos para obtener los reactivos.
3. **Productos.** Símbolos o fórmulas de las especies formadas.
4. Para dar mayor información relativa al estado físico de las especies se usan los símbolos que se muestran en la tabla:

Símbolo	Significado
g	gas
l	líquido

s	sólido
ac	acuoso
↑	desprendimiento en forma de gas
↓	formación de un precipitado

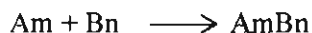
5. A veces es necesario indicar las condiciones en las que se efectúa una reacción, y esto se indica, colocando encima y/o debajo de la flecha de reacción el o los símbolos que representen esas condiciones. Ejemplo: si se tiene la reacción:



esta simbología indica que se agrega calor a la reacción, para que ésta se lleve a cabo.

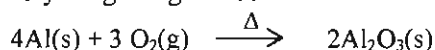
Existen varios tipos de reacciones químicas:

- ◆ Reacciones de precipitación. Son reacciones en las cuales uno de los productos se obtiene en forma de un precipitado (sólido) insoluble. Dentro de este tipo de reacciones, se ha contemplado a:
 - Las reacciones de combinación o de síntesis. Son reacciones donde dos reactivos se combinan para formar un solo producto. La ecuación general de este tipo de reacciones es:

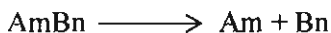


donde A y B son elementos, A_mB_n es un compuesto; n y m indican el número de átomos presentes en el compuesto.

Ejemplo de este tipo de reacción es la formación del óxido de aluminio a partir de aluminio metálico y oxígeno gaseoso:

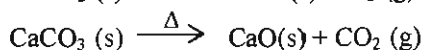
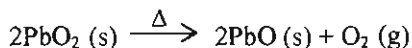


- ◆ Reacciones de descomposición. Son reacciones en donde una sustancia se descompone o se rompe produciendo dos o más sustancias distintas. La forma general de estas ecuaciones es:

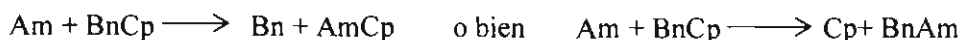


donde A_mB_n es un compuesto y A y B son elementos o compuestos.

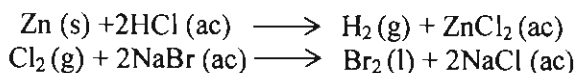
Ejemplos de este tipo de reacción son:



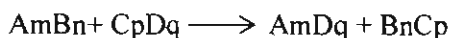
- ◆ Reacciones de desplazamiento simple. En este tipo de reacciones, un elemento reacciona con un compuesto y toma el lugar de uno de los elementos del compuesto, dejando libre al elemento que se hallaba combinado más un compuesto diferente. La forma general de estas ecuaciones es:



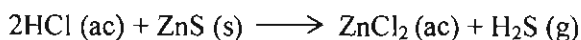
Ejemplos de este tipo de reacción son:



- ◆ Reacciones de doble desplazamiento. En este tipo de reacciones, dos compuestos intercambian elementos entre sí, para producir dos compuestos distintos. Dentro de este grupo de reacciones, se incluye a las reacciones ácido - base, donde uno de los reactivos es un ácido y el otro es una base, para dar como productos de reacción una sal. La forma general de esta ecuación es:



Ejemplos de este tipo de reacción, son:



- ◆ Reacciones de óxido - reducción. Estas reacciones se llevan a cabo mediante la transferencia de electrones de un elemento (dentro de un compuesto) a otro elemento (del mismo o de otro compuesto). Un ejemplo de este tipo de reacciones son las de combustión. Este tipo de reacciones se estudiará exhaustivamente en este manual.

En este curso, se han contemplado algunos experimentos, donde se realicen reacciones de precipitación, de doble sustitución y de óxido - reducción.

Principio de Conservación de la Materia, Ley de las Proporciones Constantes y Concepto de Mol

Objetivos específicos

- Enunciar la ley de la conservación de la materia, de las proporciones definidas y múltiples
- Describir el concepto de mol
- Definir el concepto de masa molar
- Definir y aplicar el concepto de estequiometría
- Obtener yoduro de cobre a partir de cobre con vapores de yodo
- Calcular la proporción entre la masa del yodo y la de cobre experimentalmente en el yoduro de cobre formado
- Con base en los datos experimentales, inferir si el yoduro de cobre formado es cúprico (Cu^{2+}) o cuproso (Cu^+)
- Calcular la cantidad de yoduro de cobre esperado a partir de los gramos de yodo y cobre que reaccionaron
- Determinar la fórmula mínima de un compuesto
- Identificar el reactivo limitante

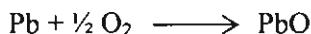
Consideraciones teóricas

Antonio Lorenzo Lavoisier fue el primero en introducir la metodología de pesar las sustancias en los procesos químicos, fue así como surge la “estequiometría” del griego *stoicheion*, que significa “elemento” y *metron* que significa “medir”.

La estequiometría estudia la relación de masas de reactivos y productos en una reacción química o entre ellos mismos.

En 1774, Lavoisier propuso que “en una reacción química, la suma de los pesos de las sustancias reaccionantes, es igual, a la suma de los pesos de los productos” que es una expresión de la Ley de la Conservación de la Materia, “la materia no se crea ni se destruye, solamente se transforma”. Por ejemplo, si reaccionan 20 gramos de materia, en los productos deben de quedar 20 gramos (si la reacción es al 100% de conversión).

La Ley de conservación de la materia también establece que los mismos elementos que reaccionan deben formar a los productos, no se pueden transformar unos elementos en otros, pero sí se pueden unir químicamente. Por ejemplo, el plomo no se puede convertir químicamente en oro, pero sí puede combinarse con el oxígeno para producir un nuevo compuesto llamado óxido de plomo.



La Ley de las proporciones definidas, propuesta en 1801 por Joseph Louis Proust, pone de manifiesto que “en la formación de un mismo compuesto, los elementos que lo forman siempre guardan la misma proporción o relación en peso”. Por ejemplo, el agua está formada por hidrógeno y oxígeno en una relación de masas de 1 a 8.



$$\begin{array}{lcl} \text{Relación de masas} & 1 & 8 \\ \text{Ejemplo} & 2\text{g} + 16\text{g} & = 18\text{g} \end{array}$$

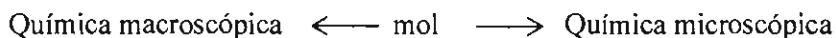
John Dalton es autor de la Ley de las proporciones múltiples, “cuando dos elementos se combinan en relaciones de masa diferente para formar compuestos diferentes, si el peso de uno de los elementos permanece constante, los pesos del otro guardan una **relación** de números enteros sencillos”. Por ejemplo, la relación de pesos entre el oxígeno y el hidrógeno, en el agua y el agua oxigenada es de 1 a 2 respectivamente.

Ejemplo

Compuesto Nombre	Relación de combinación en gramos H O		Cantidad de oxígeno que se combina por gramo de hidrógeno	Relación en peso entre el oxígeno y el hidrógeno entre un compuesto y otro
H ₂ O Agua	2	16	8	8/8= 1
H ₂ O ₂ Agua oxigenada	2	32	16	16/8 = 2

Concepto de mol

Mol significa “gran pila”. Es el término usado en química para conectar el mundo microscópico con el macroscópico.



El mol es una cantidad muy grande de partículas, a su valor se le llama **constante de Avogadro** $N_A = 6.022 \times 10^{23}$ partículas por mol. Estas partículas pueden ser electrones, átomos, iones, moléculas o núcleos. Sería difícil contar tal número de partículas.

Si hubiera empezado el conteo de partículas cada segundo desde que se originó la Tierra, hace aproximadamente 5 000 millones de años, aun no terminaría el conteo para llegar a 6.022×10^{23} . Sin embargo, en la práctica de la química es fácil trabajar con moles de especies químicas ya que:

El peso o masa atómica de los elementos, compuestos o fórmulas iónicas expresados en gramos, contienen un mol de partículas y se les conoce como **masa molar** M .

Notas : El peso molecular de los compuesto es la suma de las masas atómicas promedio, expresadas en umas, de los átomos que forman a la molécula, si se expresan en gramos se obtiene la masa molar.

uma: unidad de masa atómica equivalente a 1.66×10^{-24} g

En el sistema SI, internacional de unidades la constante de Avogadro se donota con el símbolo L

Elemento	Peso o masa atómica [umas]	Masa molar [g mol ⁻¹]	Cantidad de partículas en la masa molar. N_A
Hidrógeno	1	1 g/mol	6.022×10^{23} átomos de Hidrógeno
Oxígeno	16	16 g/mol	6.022×10^{23} átomos de Oxígeno

Fórmula	Peso fórmula [umas]	Masa molar [g mol ⁻¹]	Cantidad de partículas en la masa molar. N_A
H ₂ O	18	18	6.022×10^{23} moléculas de H ₂ O
CO ₂	44	44	6.022×10^{23} moléculas de CO ₂
NaCl	58.5	58.5	6.022×10^{23} unidades fórmula de Na ⁺ Cl ⁻
Cu	63.54	63.54	6.022×10^{23} moléculas monoatómicas de Cu
H ₂	2	2	6.022×10^{23} moléculas de H ₂

La conversión de masa a cantidad de moles está dada por la ecuación

$$n = \frac{m}{M}$$

donde:

n = cantidad de moles [mol]

M = masa molar [g mol⁻¹]

m = masa en gramos [g]

Nota: el recíproco del Número de Avogadro es el valor en gramos, de un uma

$$\frac{1}{6.022 \times 10^{23}} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} = 1 \text{ uma}$$

El conocimiento de las masas molares de una sustancia facilita la determinación de la cantidad de moles y de las cantidades de átomos individuales en los cálculos químicos.

Ejemplos

1. Calcular la cantidad de moles en 55 g de agua

Datos

$m = 55 \text{ g de agua}$

$M = 18 \text{ g / mol de agua}$

Cálculos

$n = 55 \text{ g de agua} / (18 \text{ g de agua} / \text{mol de agua})$

Resultado

$n = 3.05 \text{ moles de agua}$

2. Calcular el número de átomos de hidrógeno en un mol de agua

Datos

$n = 1$ mol de agua.

1 mol de agua = 6.022×10^{23} moléculas de agua.

1 molécula de agua tiene 2 átomos de hidrógeno.

Cálculos

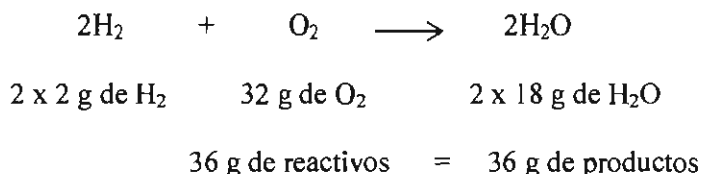
$$\text{Átomos de hidrógeno} = \frac{2 \text{ átomos de hidrógeno}}{\text{molécula de agua}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de agua}}{1 \text{ mol de agua}}$$

Resultado

12.044×10^{23} átomos de hidrógeno por mol de agua .

En una reacción química, la Ley de la conservación de la materia se cumple, “la masa de los productos es igual a la masa de los reactivos que los formaron”.

Ejemplo



4 átomos de hidrógeno + 2 átomos de oxígeno = 4 átomos de hidrógeno y 2 átomos de oxígeno

Con los datos estequiométricos anteriores es posible calcular los gramos de producto formado para cualquier cantidad de reactivos o calcular los gramos de reactivo para una cantidad requerida de producto.

Reactivo limitante

En el caso de tener diversas cantidades no estequiométricas de los reactivos es necesario conocer el reactivo limitante que es el que se consume cuando se efectúa una reacción, quedando en la mezcla de reacción el reactivo que no se consumió completamente y que se conoce como “reactivo en exceso”. Una vez que uno de los reactivos se agota (reactivo limitante), se detiene la reacción.

Ejemplo

1. ¿Cuántos gramos de agua se formarán con un gramo de hidrógeno y 32 g de oxígeno?

Respuesta

De acuerdo a la estequiometría del agua cada molécula de agua requiere de 2 átomos de hidrógeno y 1 de oxígeno, es decir, 18 g de agua requieren 2 g de hidrógeno y 16g de

oxígeno por lo que el reactivo limitante es el hidrógeno y el oxígeno es el reactivo en exceso, los cálculos son

[Factor de conversión.] x 1 g de hidrógeno

$$[18 \text{ g de agua} / 2 \text{ g de hidrógeno}] \times 1 \text{ g de hidrógeno} = 9 \text{ g de agua}$$

2. ¿Cuál es la proporción en peso en que se combina el hidrógeno con el oxígeno?

Respuesta

$$1 \text{ g de H}_2 / 8 \text{ g de O}_2 = 2 \text{ g de H}_2 / 16 \text{ g de O}_2 = 4 \text{ g de H}_2 / 32 \text{ g de O}_2 = 0.125$$

Proporción = 0.125

3. ¿Cuál es la proporción en peso en que se combina el oxígeno con el hidrógeno?

Respuesta

Proporción = 8

Fórmula mínima

La fórmula mínima de un compuesto expresa la mínima relación que guardan sus átomos entre sí. La fórmula mínima del benceno es CH, la fórmula molecular C_6H_6 .

La fórmula mínima se calcula de la siguiente manera, a partir de los porcentajes de los elementos en el compuesto

- Se toma una base de cálculo adecuada, a partir de la cual se obtienen los gramos de cada elemento en el compuesto
- Se calculan los átomos-gramo o moles de cada uno de los elementos al dividir su masa entre su masa molar
- Las moles de cada elemento se dividen entre el menor número de moles, en caso de números fraccionarios se multiplican las relaciones molares por un número tal que se aproximen a un entero o si la fracción decimal es cercana a 0.9 se aproxima al siguiente número, pero si es cercana a 0.1 se aproxima al número anterior, estos números serán los subíndices en la fórmula mínima
- Si se conoce la masa molar del compuesto se inspecciona cuantas veces contiene a la fórmula mínima, de tal manera que la fórmula molecular es este múltiplo de la fórmula mínima

Ejemplos

1. Un compuesto contiene 39.32% de sodio, 60.68% de cloro. Calcular la fórmula mínima
 - Base de cálculo 100 g del compuesto

- Cálculo de las moles de sodio y cloro

$$\text{moles de sodio } n_{\text{Na}} = 39.32 \text{ g de Na} / 23 \text{ g mol}^{-1} \text{ de Na}$$

$$n_{\text{Na}} = 1.71 \text{ moles de Na}$$

$$\text{moles de cloro } n_{\text{Cl}} = 60.68 \text{ g de Cl} / 35.5 \text{ g mol}^{-1} \text{ de Cl}$$

$$n_{\text{Cl}} = 1.71 \text{ moles de Cl}$$

- Subíndices en la fórmula mínima

$$n_{\text{Na}} / n_{\text{Cl}} = 1$$

$$n_{\text{Na}} / n_{\text{Na}} = 1$$

La fórmula mínima del cloruro de sodio es **Na Cl**

2. Un compuesto de masa molar 78 g mol^{-1} contiene 92.3% de carbono y 7.7% de hidrógeno. Calcular la fórmula mínima y la fórmula molecular

- Base de cálculo 78 g del compuesto
- Cálculo de las masas de hidrógeno y carbono

$$\text{masa de carbono } m_{\text{C}} = 78 \text{ g} \times 0.923$$

$$m_{\text{C}} = 71.76 \text{ g de C}$$

$$\text{masa de hidrógeno} = 78 \text{ g} \times 0.077$$

$$m_{\text{H}} = 6 \text{ g de H}$$

- Cálculo de las moles de hidrógeno y carbono

$$\text{moles de carbono } n_{\text{C}} = 71.76 \text{ g de C} / 12 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n_{\text{C}} = 5.98 \text{ moles de C}$$

$$\text{moles de hidrógeno } n_{\text{H}} = 6 \text{ g de H} / 1 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n_{\text{H}} = 6 \text{ moles de H}$$

- subíndices en la fórmula mínima
- moles de hidrógeno por mol de carbono, $n_{\text{H}} / n_{\text{C}} = 1$
 mol de carbono por mol de carbono, $n_{\text{C}} / n_{\text{C}} = 1$

La fórmula mínima del compuesto es **CH**

Peso fórmula del CH = 13

Masa molar entre Peso fórmula = $78 / 13 = 6$

Por tanto la fórmula molecular del compuesto es **C₆H₆**

Medidas de higiene y seguridad

Yodo (I_2): Sustancia tóxica que se absorbe a través de piel y mucosas, evite su contacto. Sus vapores pueden causar ceguera permanente, afecta la tiroides. Utilizar la campana de extracción. Usar bata, guantes y lentes de seguridad como equipo de protección.

Acetona (CH_3COCH_3): Líquido flamable, evite acercarla a flamas abiertas. Irritante de piel, ojos y mucosas, afecta al sistema nervioso. Utilizar campana de extracción y usar bata, guantes y lentes de seguridad.

Desarrollo experimental

MATERIAL y EQUIPO

- 25 cm de alambre de cobre (Cu 99%), calibre 13 sin recubrimiento plástico
- Pinzas de plástico polipropileno
- Varilla de vidrio
- Cámara de yodo con tapa de vidrio
- Vidrio de reloj
- Guantes
- Lentes de seguridad
- Papel absorbente
- Balanza analítica
- Lija de agua número cero

REACTIVOS

- Solución 0.1M de tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$) en frasco de boca ancha
- Acetona (CH_3COCH_3) vaso de 100 mL
- Agua destilada en vaso de 500 mL

Procedimiento realizado por el técnico

1. Limpiar el alambre de cobre de su revestimiento o lo sucio, con una lija.

Obtención del yoduro de cobre realizado por los alumnos

Usar las pinzas, los guantes y lentes de seguridad durante todo el experimento.

1. Pesar el alambre limpio y seco, registrar el peso como P_1
2. introducir el alambre a la cámara (Figura 1) taparla y observar la formación de un recubrimiento blanco-crema, sobre el alambre, después de quince a veinte minutos .

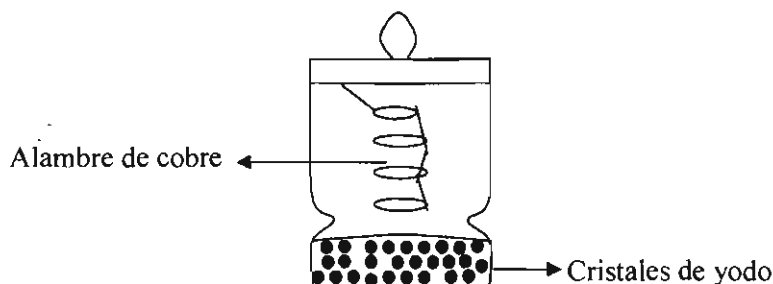


Figura 1. Cámara de yodo con el alambre de cobre

- sacar el alambre de la cámara, colocarlo en un vidrio de reloj, esperar 2 ó más minutos hasta que pierda el color morado del yodo adsorbido y recupere el color crema. Pesarlo, registrar este peso como P_2 . Usar lentes de seguridad.
- sumergir el alambre en la solución de tiosulfato de sodio aproximadamente un minuto o hasta que el recubrimiento de yoduro de cobre se desprenda totalmente, sacar y sacudir (o colocar sobre papel absorbente) el alambre para eliminar el exceso de solución de tiosulfato, antes del siguiente enjuague
- sumergir el alambre en el agua destilada del recipiente B y sacudirlo para quitar el exceso de agua
- por último sumergirlo en acetona del recipiente 2 y sacudirlo al aire para secarlo
- volver a pesar el alambre y registrar este peso como P_3 en la Tabla 1.

Si es necesario repetir el experimento.

Datos

Masa molar del Cu: 63.54 g mol^{-1}

Masa molar del I: 126.9 g mol^{-1}

Tabla 1	Peso del alambre de cobre en gramos		
	limpio P_1	revestido P_2	limpio P_3
1er. Experimento			
2do. Experimento opcional			

Cálculos

- Calcular por diferencia de peso las cantidades de cobre y de yodo que reaccionaron y la cantidad de yoduro de cobre formado, registrar en la Tabla 2

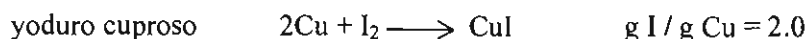
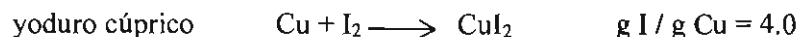
$$P_2 - P_1 = \text{gramos de yodo que reaccionaron} =$$

$$P_1 - P_3 = \text{gramos de cobre que reaccionaron} =$$

$$P_2 - P_3 = \text{gramos de yoduro de cobre que se formaron} =$$

- Calcular la **proporción en gramos** en que reaccionan el yodo y el cobre para saber cuál de las siguientes reacciones es la que se llevó a cabo

3.



Resultados

Tabla 2	Cantidades de los componentes en gramos que reaccionaron experimentalmente			Proporción en gramos en que se combina el yodo con el cobre	
	masa de Cu $P_1 - P_3$ [g]	masa de I $P_2 - P_1$ [g]	masa de CuI_x $P_2 - P_3$ [g]	$\frac{\text{g I}}{\text{g Cu}}$	Yoduro cúprico o cuproso formado
1er. Experimento					
2do. Experimento opcional					

3. Transformar las cantidades obtenidas en gramos a moles, para cada uno de los componentes de la reacción. Registrar en la Tabla 3

Tabla 3	Cantidad de los componentes en moles		
	n_{Cu}	n_{I}	n_{CuI_x}
1er. Experimento			
2do. Experimento opcional			

4. Con la cantidad de moles de yodo (n_{I}) y cobre (n_{Cu}) calculadas con los datos experimentales Tabla 3, determinar la fórmula mínima del yoduro de cobre formado en el experimento, cada cantidad de mol se divide entre el menor valor. Estos son los subíndices de la fórmula
5. Con los gramos (g) de cobre experimental que reaccionaron (Tabla 2) calcular los gramos de yoduro de cobre esperados (calculado estequiométricamente)

$$\frac{\text{g estequiométricos de yoduro de cobre}}{\text{g estequiométricos de cobre}} \mid \frac{\text{g de cobre experimental}}{\text{g estequiométricos de cobre}} =$$

6. Comparar la masa de yoduro de cobre que se obtuvo experimentalmente (punto 1) o Tabla 2 con los gramos esperados (punto 5). Este cálculo es el rendimiento de la reacción en yoduro de cobre:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{yoduro de cobre experimental}}{\text{yoduro de cobre estequiométrico}} \times 100 =$$

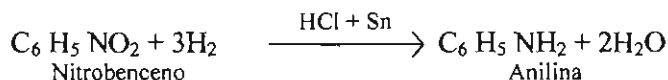
7. A qué tipo de reacción corresponde la formación del yoduro de cobre a partir de cobre y vapores de yodo ()

A) Síntesis B) Descomposición C) Doble sustitución D) Precipitación

Cuestionario

1. ¿Qué edad en años tendrá la Tierra cuando se cumplan 6.022×10^{23} segundos?
2. ¿Cuántas moles hay en 250 g de cada una de las siguientes sustancias?
a) SO_2 b) Fe_2O_3 c) O_2
3. ¿Cuál es la masa en gramos de un átomo de plomo?
4. ¿Cuántas moléculas hay en 0.75 moles de CO_2 ?
5. ¿Cuántos átomos gramo (moles) hay en 100 g de azufre?
6. ¿Cuántos gramos hay en 2.75 átomos gramo (moles) de azufre?
7. Si en un gramo de hidrógeno hay 6.022×10^{23} átomos
 - a) ¿Cuál es la masa en gramos de un átomo de hidrógeno?
 - b) ¿Cuál es su masa en umas?
8. ¿Cuántos gramos de sulfuro de hierro (FeS) se formarán con 10 g de azufre y 10 g de hierro?
9. ¿Cuántos gramos de anilina se formarán al reducir 500 mL de nitrobenceno conforme a la siguiente reacción?

Densidad del nitrobenceno = 1.203 g/mL



Lecturas recomendadas

- Brescia, F.; Arents, J., Meislich, H.; Turk, A. *Fundamentos de Química*. 4ª. Impresión CECSA, 1986
- Chang, R. *Química*. 6ª. Edición McGraw-Hill, 1999
- Ebbing, D. D. *Química*. 5ª. Edición McGraw-Hill, 1997
- Mortimer, Ch. E. *Química*. Grupo Editorial Iberoamérica, 1983

Seminario de preparación de soluciones acuosas

Objetivos específicos

- Identificar los componentes de una solución acuosa.
- Expresar la concentración de una solución en diferentes unidades: porcentual, molar, molal y normal.
- Calcular la cantidad de soluto necesario para preparar una solución a una concentración dada, considerando la pureza y estado de agregación del soluto.

Consideraciones teóricas

Cuando una sustancia se disuelve en un líquido, la mezcla resultante es una solución. A la sustancia disuelta se le llama soluto y al líquido que lo disolvió se le denomina disolvente. Si el líquido es agua (H_2O), entonces se trata de una solución acuosa. El soluto puede ser gas, por ejemplo, amoníaco (NH_3) o cloruro de hidrógeno (HCl); líquido, como el etanol (C_2H_5OH) o el ácido acético (CH_3COOH) o sólido como el cloruro de sodio ($NaCl$) o el hidróxido de potasio (KOH).

La concentración de una solución, independientemente de las unidades que se usen, expresa la cantidad de soluto que se encuentra disuelto en una determinada cantidad de solución o de disolvente, esto es:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de solución o de disolvente}}$$

Dependiendo de la forma en la cual se exprese la cantidad de soluto y de solución o de disolvente se pueden tener diferentes **unidades de concentración** para una solución. Las formas más comúnmente usadas para escribir la concentración de una solución son: **porcentual** (%), **molal** (m), **molar** (M), **fracción mol** (X) y **normal** (N). La conveniencia de usar una u otra forma depende en gran parte del uso que se le dé a la solución. Sin embargo, es importante reconocer que si se tiene la concentración de una solución expresada en alguna unidad de concentración se puede conocer la concentración de esa solución en cualquier otra unidad.

Porcentual (%)

Como su nombre lo indica son las **partes de soluto que hay en 100 partes de solución**. La cantidad de soluto y de solución se pueden expresar en términos de masa o volumen. De esta manera, se tiene que el porcentaje puede ser masa-masa (% p/p), volumen-volumen (% v/v) o masa-volumen (% p/v). Debido a lo anterior es importante indicar a qué tipo de porcentaje se refiere la concentración de una solución para evitar confusiones o interpretaciones erróneas.

En una solución porcentual masa-masa (% p/p) ambas cantidades, de soluto y de solución de la ecuación 1, están expresadas en unidades de masa. Para este tipo de soluciones porcentuales masa-masa se puede usar cualquier unidad de masa (g, Kg, mg, lb, etc), siempre y cuando se usen las mismas unidades en el numerador y en el denominador. El resultado de esta relación no tiene unidades.

$$\text{Porcentaje (\% p/p)} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100 \quad \text{ec. 1}$$

Considerando que los gramos (g) son unidades de masa de uso cotidiano, la ecuación 1 queda:

$$\text{Porcentaje (\% p/p)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de solución}} \times 100 \quad \text{ec. 2}$$

La fórmula anterior (ec. 2) puede ser usada para calcular el porcentaje de una solución que resulta cuando se conoce, tanto la masa del soluto y como la de la solución (*ejercicio 1*) o también se pueden calcular los gramos de soluto que son necesarios para preparar una cantidad de solución a un porcentaje dado (*ejercicio 2*).

Ejercicio 1. ¿Cuál es la concentración de una solución que se preparó disolviendo 25 gramos de cloruro de potasio (KCl) en 175 gramos de agua (H₂O)?

Datos: 25 gramos de KCl
 175 gramos de agua
 200 gramos de solución (la solución está compuesta por la mezcla del soluto y el disolvente)

sustituyendo los datos en la ecuación 2 se tiene:

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje (\% p/p)} &= \frac{25 \text{ gramos de KCl}}{200 \text{ gramos de solución}} \times 100 \\ &= 12.5 \% \text{ p/p} \end{aligned}$$

Ejercicio 2. Se requiere preparar 450 g de una solución de carbonato de sodio (Na₂ CO₃) al 5.0 %. Diga las cantidades en gramos de soluto y disolvente que se necesitan mezclar para preparar esta solución.

Datos: cantidad de solución = 450 g
 concentración = 5 %

Sustituyendo los datos en la ecuación 2 se obtienen los gramos de soluto.

$$\begin{aligned} \text{gramos de soluto} &= \frac{\text{Porcentaje} \times \text{gramos de solución}}{100} \\ &= \frac{5 \times 450}{100} = 22.5 \text{ g de soluto} \end{aligned}$$

Estos son los gramos de Na_2CO_3 que deben estar presentes en 450 g de solución. Para calcular la cantidad de disolvente conviene recordar que la solución se forma por la combinación del soluto y disolvente.

$$\text{Solución} = \text{solute} + \text{disolvente}$$

De acuerdo a la relación anterior la cantidad de disolvente que se necesita es de 427.5 g.

Una ventaja de usar agua como disolvente es que un gramo de agua es prácticamente igual a un mL. Para preparar la solución del ejercicio se procede de la siguiente forma: se mide la cantidad de soluto (22.5 g) y se mezcla con la cantidad de agua (427.5 g = 427.5 mL) y así se obtienen 450 g de solución de Na_2CO_3 al 5 % p/p.

El porcentaje masa-masa se usa para indicar la concentración de los reactivos químicos. Por ejemplo, el ácido sulfúrico (H_2SO_4) se encuentra al 98 %. Esto significa que de 100 g del reactivo comercial 98 g son de ácido sulfúrico.

El porcentaje volumen-volumen (% v/v) se usa cuando el soluto es un líquido y se disuelve o diluye para formar una solución. De la misma forma que en el porcentaje masa-masa, no importan las unidades que se usen para medir el volumen siempre y cuando sean las mismas para el soluto y la solución. Si se considera que las unidades de volumen que normalmente se usan son mililitros (mL), la ecuación para calcular el porcentaje volumen-volumen (% v/v) será:

$$\text{Porcentaje (\% v/v)} = \frac{\text{mililitros de soluto}}{\text{mililitros de solución}} \times 100 \quad \text{ec. 3}$$

Con la fórmula anterior se puede calcular el volumen de soluto necesario para preparar una cantidad de solución a una concentración dada (*ejercicio 3*) o calcular la concentración que resulta cuando se obtiene un volumen de solución disolviendo un volumen de soluto.

Ejercicio 3. ¿Qué cantidad de alcohol absoluto se necesita medir para preparar 500 mL de una solución al 60 % v/v?

Datos: volumen de solución = 500 mL
 concentración = 60 % v/v

Sustituyendo los datos en la ecuación 3, tenemos:

$$\begin{aligned} \text{mililitros de soluto} &= \frac{\text{porcentaje (\% v/v)} \times \text{mililitros de solución}}{100} \\ &= \frac{60 \times 500}{100} \\ &= 300 \text{ mL de soluto} \end{aligned}$$

De acuerdo a estos resultados se necesita mezclar 300 mL de alcohol absoluto en suficiente agua hasta tener un volumen final de 500 mL de solución para obtener una concentración de alcohol del 60% v/v.

Cuando las concentraciones porcentuales son masa-volumen (% p/v), la masa del soluto se compara con el volumen de la solución. Para este caso, la masa se expresa en gramos (g) y el volumen en mililitros (mL). Considerando lo anterior la ecuación para calcular el porcentaje masa volumen (% p/v) queda:

$$\text{Porcentaje (\% p/v)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mililitros de solución}} \times 100 \quad \text{ec. 4}$$

La forma en la que se preparan estas soluciones porcentuales, volumen-volumen y masa volumen, es midiendo la cantidad de soluto necesario y agregando suficiente disolvente hasta obtener el volumen deseado.

Molalidad (m)

La molalidad de una solución está dada por la cantidad de moles de soluto que se encuentran disueltos en un kilogramo (kg) de disolvente (ec. 5). Las unidades que resultan de esta relación son $\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$.

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}} \quad \text{ec. 5}$$

De acuerdo a la definición de molalidad, para preparar una solución 0.1 *m* (molal) de NaNO_3 (nitrato de sodio) debemos disolver 0.1 moles de la sal en un kilogramo de agua. Debido a que en el laboratorio normalmente medimos g o mL, según se trate de un sólido o de un líquido, se hace uso de la siguiente relación para determinar a cuántos gramos equivalen 0.1 moles de NaNO_3 .

$$n = m/M \quad \text{ec. 6}$$

En donde; *n* es la cantidad de moles, *m* es la masa en gramos y *M* es la masa molar (g/mol). Como la masa molar de un compuesto es la suma de los pesos atómicos (expresados en gramos) de todos los átomos que forman el compuesto, para el NaNO_3 se tiene:

Na:	1 átomo	$\times 22.990 =$	22.990 g/mol
N:	1 átomo	$\times 14.010 =$	14.010 g/mol
O:	3 átomos	$\times 15.999 =$	47.997 g/mol
	masa molar		<u>84.997 g/mol</u>

Sustituyendo en la ecuación 6 la masa molar y los moles de soluto requeridos se obtienen los gramos de NaNO_3 que se deben medir para preparar la solución.

$$m = n \times M$$

$$m = 0.1 \text{ mol} \times 84.997 \text{ g/mol} \\ = 8.4997 \text{ g/mol de NaNO}_3$$

Estos son los gramos que se deben disolver en 1000 g de agua para obtener una solución 0.1 molar de NaNO_3 . La masa final de la solución será 1008.5 g.

Diferentes soluciones acuosas 0.1 m de diferentes solutos, tendrán cada una 0.1 moles de soluto disueltos en 1000 g de agua. Sin embargo, la cantidad total (en gramos) de cada solución será diferente porque la masa en gramos de un mol de cada soluto es diferente, y muy probablemente el volumen también será diferente. Esta forma de expresar la concentración se usa principalmente para estudiar algunas propiedades físicas de dichas soluciones.

Molaridad (M)

La molaridad de una solución se define como la cantidad en moles de soluto que está contenida en un litro de dicha solución (ec. 7). Esta forma de expresar la concentración tiene como unidades $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de solución}} \quad \text{ec. 7}$$

Con base en la definición anterior, una solución 1 M (molar) será aquella que contiene un mol de soluto disuelto en un litro de solución. Para preparar una solución 2.5, 0.1 o 0.05 molar se necesitará disolver, respectivamente, 2.5, 0.1 y 0.05 moles de soluto en un litro de solución.

Ejercicio 4. Se desea preparar 500 mL de solución de hidróxido de sodio NaOH , 2.5 M.

Para conocer la cantidad de soluto que es necesaria disolver en el volumen requerido, se sustituye esta información en la ecuación 7, resuelta para moles de soluto.

Datos:

$$\text{volumen de solución} = 500 \text{ mL} = 0.5 \text{ L}$$

$$\text{concentración} = 2.5 \text{ M}$$

$$\text{Moles de soluto} = \text{molaridad} \times \text{litros de solución}$$

$$= 2.5 \text{ mol/L} \times 0.5 \text{ L}$$

$$= 1.25 \text{ moles de soluto}$$

2892923

1.25 moles de soluto es la cantidad en moles de hidróxido de sodio que se necesita agregar en suficiente disolvente hasta obtener 0.5 L de solución. Así, la solución resultante tendrá una concentración 2.5 M.

Para preparar esta solución se debe conocer a cuántos gramos equivalen 1.25 moles de NaOH . Se sustituye en la ecuación 6 la masa molar y los moles calculados para obtener la masa en gramos de NaOH que se deben disolver en suficiente agua hasta obtener un volumen de 0.5 L.

$$\begin{aligned}
 m &= n \times M \\
 m &= 1.25 \text{ mol} \times 39.997 \text{ g/mol} \\
 &= 49.996 \text{ g de NaOH}
 \end{aligned}$$

Una consideración más que se debe tomar en cuenta es que los reactivos disponibles no se encuentran totalmente puros. Esto significa que al medir una cantidad del reactivo sólo una parte corresponderá a la sustancia que nos interesa.

El NaOH se adquiere comercialmente al 99% de pureza. Para conocer qué cantidad del reactivo comercial contiene 49.996 g de NaOH se usa la ecuación 2.

$$\begin{aligned}
 \text{Datos:} \quad \text{gramos de soluto} &= 49.996 \text{ g de NaOH} \\
 \text{porcentaje} &= 99 \% (\text{pureza})
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{gramos de reactivo} &= \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{porcentaje (\% p/p)}} \times 100 \\
 &= \frac{49.996 \text{ g de NaOH}}{99} \times 100 \\
 &= 50.501 \text{ g de NaOH al 99\%}
 \end{aligned}$$

El procedimiento anterior muestra los cálculos que se deben realizar para conocer la cantidad en gramos de un soluto sólido que se necesitan para preparar una solución molar a partir de un reactivo comercial. El siguiente esquema muestra un resumen de las operaciones que se realizaron para convertir moles de soluto a gramos de reactivo.

Moles de soluto	g de soluto	g de reactivo	= g de reactivo
	1 mol de soluto	g de soluto	
↑	↑	↑	↑
Moles de soluto necesarios para preparar la solución	Conversión de moles a gramos de soluto	Pureza del reactivo comercial	Cantidad de reactivo necesario para preparar la solución
2.5 moles de NaOH	39.997 g de NaOH 1 mol de NaOH	100 g de reactivo 99 g de NaOH	= 50.501 g

El procedimiento de cálculos que se sigue cuando el soluto es un líquido, prácticamente es el mismo que para un sólido con la diferencia de que en lugar de medir la masa de un líquido es mas conveniente medir un volumen. Para esto se toma en cuenta la densidad del reactivo (ρ).

Ejercicio 5. Se requiere preparar 600 mL de una solución de ácido nítrico (HNO_3) 0.035 M. ¿Cuál es la cantidad de ácido en mililitros que necesita medir para preparar la solución?

NOTA: los envases, que contienen a los reactivos, tienen etiquetas en donde se indica información importante referente al contenido. De esta etiqueta, normalmente se puede obtener la información necesaria para hacer los cálculos; como son: pureza del reactivo

(algunas veces se indica como ensayo), masa molar del compuesto (normalmente se indica como peso molecular) y en el caso de reactivos líquidos la densidad (ρ) que algunas veces se indica como gravedad específica.

Del texto del ejercicio 5 y de la revisión de la etiqueta que contiene al reactivo obtenemos la siguiente información:

Datos: volumen de la solución = 600 mL = 0.60 L
 concentración = 0.035 M
 pureza del ácido = 70 %
 masa molar = 63.01 g / mol
 densidad = 1.34 g / mL

Siguiendo el mismo procedimiento del ejercicio 4 primero se calcula (con la ecuación 7) la cantidad en moles de ácido y después los gramos de reactivo que contienen esa cantidad.

$$\begin{array}{l} \text{Moles de soluto} = \text{molaridad} \times \text{litros de solución} \\ \phantom{\text{Moles de soluto}} = 0.035 \text{ mol/L} \times 0.6 \text{ L} \\ \phantom{\text{Moles de soluto}} = 0.021 \text{ moles de HNO}_3 \end{array}$$

0.021 moles de HNO ₃	63.01 g de HNO ₃	100 g de reactivo	= 1.89 g
	1 mol de HNO ₃	70 g de HNO ₃	

Estos son los gramos de ácido nítrico que se necesita medir para preparar la solución. Puesto que se trata de un líquido su manejo se facilita si se mide el volumen en lugar de la masa. Para conocer el volumen se hace uso de la siguiente relación:

$$\rho = m / v \quad \text{ec. 8}$$

en donde ρ es la densidad del reactivo, m es la masa y v es el volumen. Sustituyendo la información que se conoce y resolviendo para el volumen se tiene:

$$\begin{aligned} v &= m / \rho \\ v &= 1.89 \text{ g} / 1.34 \text{ g/mL} \\ v &= 1.41 \text{ mL} \end{aligned}$$

La solución requerida se preparará disolviendo 1.41 mL de ácido al 70% en suficiente agua para completar 600 mL de solución.

Normalidad (N)

Otra forma de expresar la concentración de una solución es la normalidad. Esta se define como el número de equivalentes químicos (o simplemente equivalentes) de soluto que contiene un litro de solución (ec. 9).

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\text{Equivalentes de soluto}}{\text{litro de solución}} \quad \text{ec. 9}$$

La principal aplicación de las soluciones normales es su uso en técnicas analíticas volumétricas para determinar la concentración de una solución o la cantidad de soluto

que se encuentra en una muestra. Una cantidad conocida de muestra se hace reaccionar con la solución normal (agregándola poco a poco) hasta el punto en el cual las cantidades de los reactantes son equivalentes. Esta aplicación se tratará con más detalle durante el curso.

Para preparar las soluciones normales se debe tomar en cuenta cómo reacciona el soluto y el tipo de reacción que se llevará a cabo. Debido a que las reacciones ácido-base y de oxidación-reducción son las reacciones más comunes en las que se usa la normalidad, como forma de expresar la concentración de una solución, estos serán los tipos de reacciones que se detallarán en esta sección.

Para preparar una solución normal se debe disolver la cantidad de equivalentes de soluto requerida en un litro de solución. Si se desea preparar 3 litros de solución de ácido clorhídrico HCl 0.5 N se deben disolver 0.5 equivalentes de HCl por cada litro de solución. El número de equivalentes se obtiene sustituyendo la información que se tiene en la ecuación 9 y se resuelve.

Datos: volumen de solución = 3 L
 Concentración = 0.5 N

$$\begin{aligned}\text{Equivalentes de soluto} &= \text{normalidad} \times \text{litros de solución} \\ &= 0.5 \text{ eq / L} \times 3 \text{ L} \\ &= 1.5 \text{ eq}\end{aligned}$$

Para conocer a cuántos gramos de HCl es igual un equivalente químico se utilizan las siguientes relaciones:

$$\text{Eq} = m / \text{Peq} \quad \text{ec. 10}$$

$$\text{Peq} = M / \Delta H^+ \text{ o } \Delta e^- \quad \text{ec. 11}$$

En donde; Eq son los equivalentes químicos, m es la masa en gramos, Peq es el peso equivalente, M es la masa molar, ΔH^+ es un término que aplica para las reacciones ácido base y es el número de protones que transfiere el soluto (ya sea que ceda o acepte) y Δe^- es el número de electrones que transfiere el soluto en una reacción de oxidación reducción.

En nuestro caso, el HCl en una reacción ácido base cede un protón. Por lo tanto, ΔH^+ será igual a 1.

De la ec. 11	$\text{Peq} = M$
Por lo tanto,	$\text{Eq} = m / M$
Despejando	$m = \text{Eq} \times M$
Sustituyendo los datos	$= 1.5 \times 36.46$
	$= 54.69 \text{ g de HCl}$

Esta es la masa en gramos que corresponde a 1.5 equivalentes de HCl. Como el reactivo disponible no se encuentra puro y además es líquido se debe tomar en cuenta la pureza y la densidad del reactivo para conocer el volumen que es necesario medir.

Datos:

pureza del reactivo = 36 %

Densidad = 1.14 g / mL

54.69 gramos de HCl	100 g de reactivo 36 g de HCl	1 mL reactivo 1.14 g reactivo	= 133.26 mL
---------------------	----------------------------------	----------------------------------	-------------

De acuerdo a estos cálculos se necesita disolver 133.26 mL del reactivo de HCl al 36% en suficiente agua hasta completar 3L de solución para obtener una concentración de 0.05N.

NOTA: La preparación de soluciones de ácidos a partir de reactivos concentrados requiere tener una serie de cuidados importantes. Los reactivos concentrados de H_2SO_4 , HCl y HNO_3 emanan vapores que irritan el tracto respiratorio. Su manejo debe hacerse con equipo de seguridad como bata, lentes, guantes y en una campana de extracción. Por otro lado, la reacción de estos ácidos con el agua es violenta y puede provocar proyecciones.

En nuestro ejemplo hay varios aspectos que es conveniente destacar:

El peso equivalente de un compuesto en una reacción ácido base es la cantidad del compuesto (en gramos) que es capaz de transferir un mol de protones. Por ejemplo, un mol de HCl (36.46 g) transfiere un mol de protones cuando reacciona con un mol de NaOH. Entonces, un mol del ácido será igual a un equivalente. El peso equivalente del NaOH también es igual a su masa molar (en gramos) porque en una reacción ácido base, un mol de NaOH acepta un mol de protones. Pero, en el caso del ácido sulfúrico un mol de ácido puede transferir dos moles de protones. Por lo tanto, un equivalente de ácido sulfúrico será igual a la mitad de un mol. Con base en lo anterior se tiene que cuando el ΔH^+ de un compuesto es igual a uno el $\text{Peq} = M$ y nos queda la siguiente relación:

$$\text{Eq} = m / M = n$$

Esto quiere decir que en este caso (cuando $\Delta\text{H}^+ = 1$) la normalidad de una solución es igual a la molaridad.

Ejercicio 6. ¿Cuál es la cantidad de H_2SO_4 que se debe medir para preparar 500 mL de una solución 0.2 N? La información adicional requerida, normalmente se obtiene de la etiqueta del envase que contiene al reactivo.

Datos:

volumen de solución = 500 mL = 0.5 L

concentración = 0.2 N

densidad = 1.83 g / mL

pureza = 98 %

masa molar = 98.08 g / mol

De la ecuación 9:

$\text{Eq} = 0.2 \times 0.5 = 1.0$

Como ya se mencionó antes el ácido sulfúrico en una reacción ácido base cede dos protones; entonces $\Delta H^+ = 2$. Sustituyendo la información en la ecuación 11 y después el resultado en la ecuación 10 se obtiene la cantidad de ácido necesario, en gramos.

$$\begin{aligned} \text{Peq} &= 98.08 / 2 = 49.04 \\ m &= 1.0 \times 49.04 \\ &= 49.04 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

Considerando la pureza del reactivo disponible y su estado de agregación se tiene:

$$\frac{49.04 \text{ gramos de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \times \frac{100 \text{ g de reactivo}}{1.83 \text{ g de reactivo}} = 27.34 \text{ mL}$$

Para preparar 500 mL de H_2SO_4 0.2N se necesita disolver 27.34 mL del reactivo disponible, en suficiente disolvente hasta obtener el volumen requerido.

En las reacciones de oxidación reducción, un compuesto sufre cambios debido a la transferencia de electrones de un elemento a otro. El equivalente químico de un compuesto que participa en una reacción de oxidación reducción estará en función del número de electrones que transfiera (ya sea que ceda o acepte). El peso equivalente de un compuesto será la cantidad de sustancia, en gramos, que transfiere un mol de electrones.

Ejercicio 7. ¿Qué cantidad de permanganato de potasio (KMnO_4) se debe medir para preparar 250 mL de una solución 0.08 N? El procedimiento que se sigue para hacer el cálculo, es similar a los dos ejercicios anteriores.

$$\begin{aligned} \text{Datos:} \quad \text{volumen de solución} &= 250 \text{ mL} = 0.25 \text{ L} \\ \text{Concentración} &= 0.08 \text{ N} \\ \text{pureza} &= 98 \% \\ \text{masa molar} &= 158.04 \text{ g / mol} \end{aligned}$$

El número de equivalentes se calcula con la ecuación 9,

$$\begin{aligned} \text{Eq} &= N \times \text{litros de solución} \\ \text{Eq} &= 0.08 \times 0.25 \\ &= 0.02 \end{aligned}$$

Para calcular los gramos de KMnO_4 que son iguales a 0.02 equivalentes químicos es necesario conocer la reacción que se lleva a cabo. En este caso el Mn acepta 5 electrones cuando participa en una reacción de óxido reducción en medio ácido ($\Delta e^- = 5$). Esto quiere decir que un mol de KMnO_4 acepta 5 electrones.

$$\begin{aligned} \text{Peq} &= M / \Delta e^- \\ &= 158.04 / 5 \\ &= 31.61 \end{aligned}$$

$$m = \text{Eq} \times \text{Peq}$$

$$= 0.02 \times 31.61$$

$$= 0.63 \text{ g de KMnO}_4$$

Como el KMnO_4 es sólido, sólo se considera la pureza del reactivo disponible

$$\frac{0.63 \text{ gramos de KMnO}_4}{98 \text{ g de KMnO}_4} \times 100 \text{ g de reactivo} = 0.645 \text{ g de reactivo}$$

De esta forma se tiene que para preparar 250 mL de una solución 0.08 N de KMnO_4 será necesario disolver 0.645g del reactivo en suficiente agua hasta completar 250 mL de solución.

Un inconveniente que se tiene en el uso de equivalentes es que para un compuesto se puede tener diferentes valores de equivalente para reacciones diferentes, esto dependerá del tipo de reacción en la que interviene cada vez.

Cuestionario

- Desarrolle los cálculos para conocer las cantidades de reactivo que se necesitan para preparar las siguientes soluciones. Considere el estado de agregación y la pureza del reactivo disponible. Solicite los envases de los reactivos para obtener la información necesaria.

100 mL	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	0.1 M
20 mL	$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	0.1M
100 mL	Na_2SO_4	0.1M
50 mL	AgNO_3	0.01M
30 mL	KSCN	0.015M
20 mL	$\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2$	3% p/v
10 mL	fenolftaleína	1% p/v
1.5 L	HCl	0.1M
2.0 L	NH_4OH	0.01 M
2.5 L	NaOH	0.025 M
1.0 mL	H_2SO_4	10%
50 mL	H_2SO_4	M

- Determine la normalidad y molaridad de los siguientes reactivos:
 - H_2SO_4 concentrado
 - HNO_3 concentrado
 - HCl concentrado
 - NH_4OH concentrado
 - Ácido acético glacial
- Una tableta de Alka Seltzer contiene 1.700 g de NaHCO_3 , 1.000 g de ácido cítrico y 0.325 g de ácido acetil salicílico, ¿cuál será la concentración % y molar de cada uno de los ingredientes si se disuelven 2 tabletas en 100 mL de agua?

4. ¿Cuál será la concentración de azúcar, en %, de una taza de café si se agrega:
- a) Una cucharada
 - b) Dos cucharadas
- El volumen de la taza es 200 mL y en cada cucharada se agregan 8 gramos

Lecturas recomendadas

Ayres G. H. *Análisis Químico Cuantitativo*. 2ª. ed. Harla, 1970.

Chang, R. *Química*. 6ª. ed. Mc. Graw Hill, 1999.

Rubinson, J. F.; Rubinson, K. A. *Química analítica contemporánea*, Pearson Educación 2000.

Skoog, D. A.; West, D.; Holler. F. J. *Química Analítica*. 6ª. ed. Mc Graw Hill, 1998.

Reacciones de precipitación

Objetivos específicos

- Determinar experimentalmente, mediante una reacción de precipitación, la cantidad (%) de algún ion presente en una muestra líquida

Consideraciones teóricas

Cuando los componentes A y B de un compuesto son especies químicas lo suficientemente estables como para existir en forma independiente, la molécula se puede representar como AB. Al proceso de separación de las especies A y B del compuesto AB y, en particular cuando esta separación ocurre en una solución acuosa y las especies resultantes tienen cargas eléctricas, se le llama “**disociación**”:

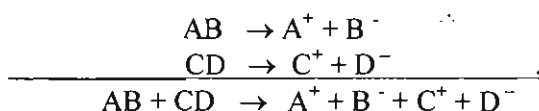


Un ejemplo de compuesto que experimenta este tipo de disociación, es el cloruro de sodio, NaCl en disolución acuosa, en la cual existen las especies Na^{+} y Cl^{-} . Es iónica porque las especies resultantes tienen cargas eléctricas:

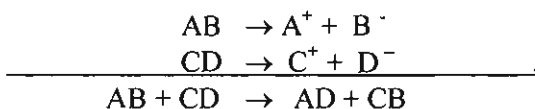


Si en fase acuosa estuvieran presentes dos compuestos, AB y CD y, ambos pueden disociarse en forma iónica, entonces en la solución estarán presentes las especies químicas AB, CD, A^{+} , B^{-} , C^{+} y D^{-} .

Las sustancias presentes en la fase acuosa son entonces las sustancias presentes en la suma de las dos ecuaciones químicas:



Además, estando en medio acuoso, las especies químicas disueltas se encuentran en continuo movimiento y los iones pueden chocar entre sí. El choque de los iones A^{+} y C^{+} o de los iones B^{-} y D^{-} , por ser de la misma carga eléctrica, son completamente elásticos, pero los choques de los iones con las cargas contrarias A^{+} y B^{-} , C^{+} y D^{-} , A^{+} y D^{-} y C^{+} y B^{-} no son elásticos, sino que tienden a formar los compuestos AB, CD, AD y CB, por lo que la suma de las reacciones químicas anteriores puede ser dada también como:

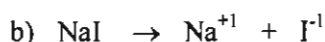


En esta última ecuación, los productos AD y CB representan un nuevo arreglo o distribución de iones respecto a los compuestos AB y CD originales. Por esta razón a este tipo de reacciones se les llama “de doble sustitución”, “intercambio iónico” o **metátesis**.

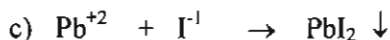
La **reacción de precipitación** es un tipo común de reacción en disolución acuosa, que se caracteriza por la formación de un producto insoluble que se separa de la disolución, al que se denomina “**precipitado**”. En este tipo de reacción, los reactivos son normalmente sustancias iónicas que se disocian al estar en solución. Los iones, tanto positivos como negativos, chocan entre sí en el seno de la solución, y cuando entre los iones presentes hay la posibilidad de una reacción que dé como resultado un compuesto insoluble, éste se precipita, en tanto que los demás iones quedan disueltos.

Por ejemplo, la reacción entre el nitrato de plomo y el yoduro de sodio se puede describir como una secuencia de reacciones:

- El nitrato de plomo y el yoduro de sodio se disocian en iones al entrar en solución:

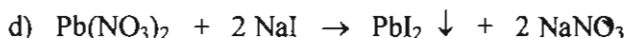


- En la solución estarán disueltas todas las especies químicas que participan en las reacciones anteriores: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NaI , Pb^{+2} , NO_3^{-1} , Na^{+1} y I^{-1} . Las especies cargadas eléctricamente pueden ser mucho más abundantes que las especies químicas neutras. Otras especies que estarán presentes son las que se forman como resultado de las atracciones entre iones de signos opuestos, como son las sales PbI_2 y NaNO_3 .
- Todos los iones chocan entre sí y se separan sin alterar su naturaleza, excepto cuando se aproximan un ión Pb^{+2} y un ión I^{-1} , ya que estas especies químicas reaccionan formando yoduro de plomo, un sólido cristalino que es insoluble en agua y, por lo tanto, se separa de la solución formando un polvo suspendido que tiende a depositarse en el fondo del recipiente:



- Los iones Na^{+1} y NO_3^{-1} se mantienen dispersos en el líquido porque el NaNO_3 es muy soluble y se disocia con mucha facilidad

Es una práctica común escribir este tipo de reacciones en un solo paso, a continuación se muestra la ecuación que representa la reacción anterior, expresada en forma molecular:



La formación de precipitados fue durante mucho tiempo una de las técnicas comunes para determinar la cantidad presente de un elemento, radical o compuesto, en una muestra dada. Las técnicas que se basan en determinar el peso de un precipitado y

relacionarlo con el elemento, radical o compuesto que reaccionó para formarlo, se incluyen dentro de las técnicas analíticas gravimétricas.

Los datos experimentales obtenidos en estas técnicas analíticas se procesan con base en la estequiometría de la reacción. Por ejemplo, en la reacción anterior, por cada mol de yoduro de plomo formado, deben haber reaccionado 1 mol de nitrato de plomo y 2 moles de yoduro de sodio. Esas relaciones en moles pueden ser expresadas en unidades de peso, por ejemplo, en gramos. Para ello tenemos que:

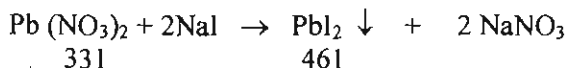
Masa molar del nitrato de plomo	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 331 \text{ g}$
Masa molar del yoduro de sodio	$\text{NaI} = 150 \text{ g}, \quad 2 \text{ moles} = 300 \text{ g}$
Masa molar del yoduro de plomo	$\text{PbI}_2 = 461 \text{ g}$
Masa molar del nitrato de sodio	$\text{NaNO}_3 = 85 \text{ g}, \quad 2 \text{ moles} = 170 \text{ g}$

Lo que significa que por cada 461 g de yoduro de plomo que se forme, deben haber reaccionado 331 g de nitrato de plomo y 300 g de yoduro de sodio, por lo cual, si conocemos el peso de yoduro de plomo precipitado, podemos calcular cuánto nitrato de plomo había en la solución.

A manera de ejercicio, vamos a suponer que al adicionar un exceso de solución de yoduro de sodio a 25 mL de una muestra de agua contaminada con nitrato de plomo, se formó un precipitado amarillo (PbI_2) que se filtró. El sólido se dejó secar en la estufa hasta que se hubo evaporado toda el agua. El peso del precipitado seco fue de 0.278 g

- ¿Qué cantidad de nitrato de plomo había en los 25 mL de la muestra original?
- ¿Qué cantidad de Pb hay en el precipitado formado?
- ¿Cuál era la concentración de nitrato de plomo en la muestra, expresada como % peso/volumen?
- ¿Cuál era la concentración de nitrato de plomo en la muestra, expresada como molaridad?

- Cálculo de la cantidad de nitrato de plomo presente en los 25 mL de muestra.



$$\frac{0.278 \text{ g de PbI}_2}{461 \text{ g de PbI}_2} \times \frac{331 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2}{1} = 0.197 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2$$

Había 0.197 g de nitrato de plomo en la muestra de 25 mL

- Cálculo para determinar la cantidad de plomo en la muestra. A partir del precipitado formado

$$\frac{0.278 \text{ g de PbI}_2}{461 \text{ g de PbI}_2} \times \frac{207 \text{ g de Pb}}{1} = 0.125 \text{ g de Pb}$$

Había 0.125 g de plomo en la muestra de 25 mL

- c) Cálculo de la concentración de nitrato de plomo en la muestra, expresada como porcentaje.

De a) se obtuvo 0.197 g de nitrato de plomo en 25 mL de muestra, entonces:

$$\% = \frac{\text{cantidad de nitrato de plomo en la muestra} \times 100}{25 \text{ mL de muestra}}$$

$$\% = \frac{0.197 \text{ g de nitrato de plomo en la muestra} \times 100}{25 \text{ mL de muestra}}$$

$$= 0.788 \% \text{ de nitrato de plomo}$$

La concentración de la solución de nitrato de plomo es 0.788 % peso/volumen

Para calcular la concentración de plomo, en %, en la muestra se procede de la misma forma que en el ejemplo anterior sustituyendo los gramos de plomo presentes en la muestra, en lugar de los gramos de nitrato de plomo:

De b) se obtuvo 0.125 g de plomo en 25 mL de muestra, entonces:

$$\% = \frac{\text{cantidad de plomo en la muestra} \times 100}{25 \text{ mL de muestra}}$$

$$\% = \frac{0.125 \text{ g de plomo en la muestra} \times 100}{25 \text{ mL de muestra}}$$

$$= 0.5 \% \text{ de plomo}$$

Cálculo para conocer la concentración molar del nitrato de plomo.

Se tiene la siguiente información:

- i) en 25 mL de muestra hay 0.197 g de nitrato de plomo y
- ii) la concentración porcentual de la muestra es de 0.788 p/v lo que indica que en 100 mL de solución se encuentran 0.788 g de nitrato de plomo.

Para el primer caso:

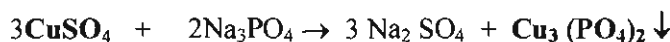
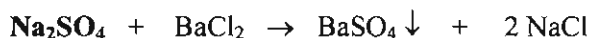
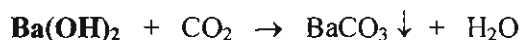
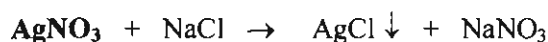
$$\frac{0.197 \text{ g Pb(NO}_3)_2}{25 \text{ mL muestra}} \times \frac{1 \text{ mol}}{331 \text{ g Pb(NO}_3)_2} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.0238 \text{ moles/L}$$

Para el segundo caso:

$$\frac{0.788 \text{ g Pb(NO}_3)_2}{100 \text{ mL muestra}} \times \frac{1 \text{ mol}}{331 \text{ g Pb(NO}_3)_2} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.0238 \text{ moles/L}$$

La concentración de la solución de nitrato de plomo es 0.0238 M

Las siguientes también son reacciones de precipitación. Si en todos los casos se trabajó con una alícuota de 30 mL y se obtuvieron 0.89 g de precipitado. Calcula cuál era la concentración, expresada como porcentaje, de la sustancia que aparece en negritas en cada una de las siguientes ecuaciones.



Esta última reacción corresponde a la que se desarrollará en el laboratorio.

Medidas de higiene y seguridad

Equipo de seguridad: bata de laboratorio

Residuos: desechar los residuos sólidos en el bote para basura

Desarrollo experimental

MATERIAL Y EQUIPO

- 1 estufa
- 1 soporte universal con anillo de fierro
- 1 triángulo de porcelana
- 1 balanza electrónica
- 1 papel filtro cualitativo
- 2 vasos de precipitados de 50 mL
- 1 embudo de filtración rápida (de tallo largo)
- 2 pipetas de 5 mL
- 1 pipeta de 1 mL
- 1 vidrio de reloj
- 1 varilla de vidrio con gendarme

REACTIVOS

- solución 0.3 M de sulfato de cobre
- CuSO₄ • 5 H₂O** (74.91 mg/mL)
- solución 0.2 M de fosfato de sodio
- Na₃PO₄ • 12 H₂O** (76.02 mg/mL)
- agua destilada

Procedimiento

Colocar 5 mL de la solución de sulfato de cobre en uno de los vasos de precipitados. agregar 5 mL de la solución de fosfato de sodio y agitar suavemente (sin producir salpicaduras o derrames). Adicionar con cuidado aproximadamente 1 mL más de la solución de fosfato de sodio, agitar nuevamente y dejar reposar hasta que el sólido que se produce se quede en el fondo del vaso.

El papel filtro, previamente pesado, se dobla de la forma convencional y se coloca dentro del embudo de filtración, humedeciéndolo con una pequeña cantidad de agua destilada para que se adhiera a las paredes del mismo.

Agitar la solución para suspender el sólido. Hacer pasar la suspensión que tiene el precipitado, a través del filtro, cuidando que no haya pérdida de material. Para evitar que se quede parte del sólido adherido a la pared del vaso, auxíliase con el agitador que tiene el “gendarme”. Al terminar la filtración, agregar al vaso 1 mL de agua destilada para enjuagarlo, arrastrando el precipitado que hubiera quedado adherido y vaciarlo al embudo. Repita esta operación dos veces más.

Al filtrado (solución), agregar dos gotas de fosfato de sodio, si se forma un precipitado o turbiedad, volver a filtrar en el mismo embudo en este punto el filtrado debe ser totalmente transparente e incoloro.

Retire el filtro del embudo, cuidando de no tocar el precipitado y colóquelo con cuidado en un vidrio de reloj. Ponga a secar en la estufa (a 120 °C) el filtro con el precipitado y manténgalo ahí durante 10 ó 15 minutos, hasta que esté seguro que toda el agua se ha evaporado y péselo. Para confirmar que toda el agua se ha evaporado, déjelo 10 minutos más en la estufa y péselo nuevamente. Si la muestra ya está seca, el peso no debe haber variado (a esto se le llama “a peso constante”).

Al retirar el papel con el precipitado de la estufa, se le debe dejar enfriar en un espacio libre de corrientes de aire o de movimientos bruscos (para evitar la pérdida del sólido que está en el papel filtro). Reste al peso del filtro con el sólido, el peso del papel filtro limpio, para conocer el peso del precipitado.

Datos

Concentración de la solución de sulfato de cobre	_____
Volumen de la solución de sulfato de cobre	_____ mL
Peso del papel filtro	_____ g
Peso del papel filtro más el precipitado después de secado	_____ g
Masa molar del cobre	_____ g/mol
Masa molar del CuSO_4	_____ g/mol

Masa molar del $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ _____ g/mol

Cálculos

Calcule el peso del precipitado _____

Tomando en cuenta la reacción que se llevó a cabo calcule:

a) La cantidad de sulfato de cobre en la alícuota original (5 mL) _____

b) La cantidad de cobre en la alícuota original (%) _____

c) La molaridad (M) de la solución original de sulfato de cobre. _____

d) calcular las partes por millón ppm de Cu^{2+} en la solución _____

e) la NOM de Cobre en agua de alcantarillado es de 9 ppm ¿Está dentro de la Norma?

Resultados

Compare la molaridad del sulfato de cobre calculada con la indicada en el frasco de reactivo.

Concentración del CuSO_4	En la etiqueta	calculada

Cuestionario

1. Definir los términos “energía de ionización” y “afinidad electrónica”
2. A partir de las definiciones anteriores, explicar qué es un enlace iónico
3. ¿Qué diferencia existe entre los términos “ionización” y “disociación”?
4. ¿Por qué los compuestos iónicos son solubles en el agua?
5. Definir los términos “precipitación”, “precipitado” y “filtrado”

Lecturas recomendadas

Ayres G. H., *Análisis Químico Cuantitativo*, 2ª ed. Harla, 1970.

Day R.A.Jr., Underwood.A.L. *Química Analítica Cuantitativa*, 5ª ed. Prentice Hall, 1989.

Harris, D. C., *Análisis Químico Cuantitativo*, 3ª ed. Iberoamericana, 1992.

Orozco, D. F. *Análisis Químico Cuantitativo*, 16ª ed. Porrúa, 1985.

Skoog, D., West, D., Holler. F., *Química Analítica*, 6ª ed. Mc Graw Hill, 1998.

Soluciones ácidas y básicas. Reacciones de neutralización

Objetivos específicos

- Comprender el concepto de “ácidos próticos”
- Explicar el carácter ácido, básico o neutro de una solución acuosa
- Identificar el carácter ácido o básico de soluciones acuosas de diversas sustancias utilizando papel pH
- Medir el pH de soluciones acuosas, utilizando un potenciómetro
- Discriminar, con base en los valores obtenidos de pH, si la sustancia es un ácido o una base
- Efectuar una titulación ácido–base, en el laboratorio
- Comprobar la neutralización midiendo el pH
- Calcular $[H^+]$ a partir de los valores de pH obtenidos experimentalmente
- Inferir el valor de pOH a partir de los valores de pH de soluciones acuosas
- Comprobar la utilidad de los indicadores ácido–base en una neutralización

Consideraciones teóricas

Desde la antigüedad, el hombre ha tenido contacto con diversas sustancias naturales como el jugo de los cítricos, vinagre, jugo gástrico, etc., que comparten ciertas características: sabor agrio, reacción con varios metales produciendo un gas (H_2), cambian el color de diversas sustancias coloridas; a dichas sustancias se les denominó ácidos. Posteriormente identificó otros grupos de sustancias que reaccionan con los ácidos formando sales y, que en solución también cambian el color de ciertas sustancias, a estas se les llamó en un principio álcalis y actualmente se les conoce como bases.

Muchas ideas y enfoques han sido expuestos desde entonces por investigadores químicos acerca de la composición, estructura y comportamiento de los ácidos y las bases que han llevado al desarrollo de varias *Teorías de ácidos y bases*. Destacan por su importancia los de *Arrhenius*, *Brönsted* y *Lowry* y de *Lewis*.

Los dos primeros enfoques se relacionan con el concepto de ácidos próticos. Arrhenius estudió el comportamiento de sustancias ácidas en solución acuosa. Brönsted y Lowry ampliaron el estudio de los ácidos abarcando el comportamiento de estas sustancias en otros disolventes moleculares polares.

Estos tres investigadores identificaron como ácido a aquel compuesto que en solución se disocia liberando protones (H^+)

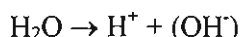
Sin embargo para las bases hay diferencia, Brönsted y Lowry definen a las bases como sustancias que en solución aceptan protones; y



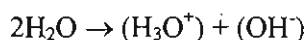
Arrhenius define como base a una sustancia que al disolverse en agua se disocia liberando iones oxhidrilo o hidroxilo (OH^-).

La razón práctica de la trascendencia de los enfoques de Arrhenius y de Brønsted y Lowry es la inmensa cantidad de agua que existe en el planeta, incluyendo la que forma parte de la composición de los seres vivos, por lo que hace que sea tan común la química de las especies en solución acuosa.

Disociación: separación de los cationes y aniones de un compuesto iónico al disolverse o al fundirse. El agua es un compuesto molecular que tiene la capacidad de autodisociarse:



o bien



H_3O^+ = ion hidronio. Se considera que el ion H^+ es muy inestable debido a su gran densidad de carga por lo que no se encuentra libre sino asociado con otras moléculas del mismo disolvente.

En el agua pura, por cada molécula disociada existe un H^+ y un (OH^-), razón por la cual se denomina “neutra”, en tanto que en los ÁCIDOS, al disolverse en agua, aumenta la concentración de los H^+ ; mientras que las BASES, disminuyen la concentración de H^+ o bien, liberan OH^- , reflejándose en cualquiera de esos dos casos un incremento de las concentraciones de los (OH^-) en la solución. El resultado es la formación de soluciones ácidas o básicas respectivamente.

Producto iónico del agua

Al multiplicar la concentración de los iones hidronio y oxhidrilo en el agua, se obtiene una constante que expresa el grado de disociación de las moléculas de agua, en condiciones normales: (una atm de presión y 25°C)

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

La disociación del agua a 25°C produce una concentración de iones H^+ igual a 1×10^{-7} mol/L y de los iones OH^- igual a, 1×10^{-7} mol/L. Se emplea, [] para indicar que la concentración de H^+ se expresa en moles por litro, $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L. El carácter ácido de una solución acuosa es función de la concentración de iones hidrógeno (o hidronio) en ella.

La forma en que se acostumbra expresar una medida del grado o carácter ÁCIDO o BÁSICO de una solución acuosa, es en términos de la $[\text{H}^+]$, o menos frecuente, en términos de la $[\text{OH}^-]$. El término usado es el pH, que se define como $-\log [\text{H}^+]$, o bien el pOH, como $-\log [\text{OH}^-]$.

Definición de Sorensen:

$$pK_w = -\log K_w = -\log [H^+] - \log [OH^-] = 14$$

$$pH = -\log [H^+]; \quad pOH = -\log [OH^-]$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

En agua pura $[H^+] = [OH^-]$, entonces $[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$. El $pOH = 7$, el $pH = 7$

Un ácido disuelto aumenta la concentración de $[H^+]$, por lo cual $[H^+] > 10^{-7}$ y $pH < 7$
por lo tanto: $pOH > 7$

Para las bases $[OH^-] > 10^{-7}$ y $pOH < 7$, por lo tanto, $pH > 7$

$pH < 7.0$ indica una solución ácida

$pH = 7.0$ indica una solución neutra

$pH > 7.0$ indica una solución básica

$[H_3O^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
	Soluciones ácidas							neutro	Soluciones básicas						

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

Un ejemplo para calcular $[H^+]$ y la concentración $[OH^-]$ es el siguiente:

Los valores de pH para muestras de limón y de vinagre son muy parecidos: 2.2 y 2.5 respectivamente. Calcule las concentraciones $[H^+]$ y $[OH^-]$ de ambas soluciones y compárelas entre sí.

Calcular $[H^+]$ y $[OH^-]$ para cada sustancia

Datos

Jugo de limón $pH = 2.2$

Vinagre $pH = 2.5$

Solución

Jugo de limón

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.2} = 6.3 \times 10^{-3} M$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11.8} = 1.58 \times 10^{-12} \text{M}$$

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = (6.3 \times 10^{-3})(1.58 \times 10^{-12}) = 9.95 \times 10^{-15} = 1.0 \times 10^{-14}$$

Vinagre

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.5} = 3.16 \times 10^{-3} \text{M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11.5} = 3.16 \times 10^{-12} \text{M}$$

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = (3.16 \times 10^{-3})(3.16 \times 10^{-12}) = 9.98 \times 10^{-15} = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$\frac{\text{Jugo de limón}}{\text{Vinagre}} = \frac{6.3 \times 10^{-3}}{3.16 \times 10^{-3}} = 2$$

Observe que la muestra de jugo de limón presenta el doble de concentración de $[\text{H}^+]$ en comparación con la del vinagre aunque sus valores de pH son parecidos.

Indicadores

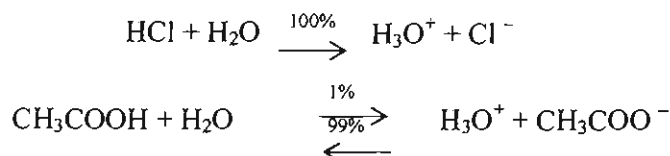
Un indicador ácido-base es una sustancia que adquiere una coloración determinada según el pH de la solución en la que se encuentre por lo que resulta una forma práctica para identificar si una solución acuosa tiene carácter ácido, básico o neutro.

Ácidos y bases fuertes y débiles

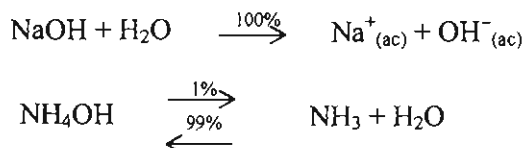
Los ácidos y las bases, generalmente compuestos moleculares, se clasifican en fuertes y débiles, de acuerdo a su grado de disociación. A mayor grado de disociación que presenta un ácido o una base, tanto más fuerte es. Conforme decrece el grado de disociación se van haciendo más débiles.

Si tenemos dos soluciones, una de HCl 1M y otra de ácido acético CH_3COOH 1M, el ácido clorhídrico está 100% ionizado y el ácido acético está ionizado en aproximadamente 1%. Por ello el HCl es un ácido fuerte y el CH_3COOH es un ácido débil.

El HCl produce 100 veces más iones H_3O^+ (hidronio) en solución que el ácido acético CH_3COOH .



De forma semejante podemos diferenciar una base como el hidróxido de sodio (NaOH), del hidróxido de amonio (NH₄OH), que es una base débil. La ionización de un electrolito débil en agua, se representa con una ecuación en equilibrio que indica que en la solución existen las dos formas: ionizada y no ionizada.



Neutralización de ácidos con bases

Una reacción de neutralización se lleva a cabo cuando se igualan la cantidad de iones H⁺ que proviene de un ácido con la cantidad de iones OH⁻ que provienen de una base.

Para poder saber cuando hemos llegado al equilibrio en una reacción al neutralizarla, contamos con indicadores ácido-base que nos señalarán el punto de equivalencia o de equilibrio de la misma. Estos indicadores cambian de color al variar el pH de la solución.

Por ejemplo, si agregamos fenolftaleína a una solución básica, ésta adquiere una coloración rosa mexicano y al neutralizarla con un ácido la solución queda incolora. Y si agregamos el naranja de metilo a una solución ácida, esta presentará una coloración roja y al neutralizarla con una base cambiará a color amarillo.

Tabla 1. Intervalo de pH para el cambio de color de algunos indicadores comunes.

Indicador	Intervalo de pH para el cambio de color							
	0	2	4	6	8	10	12	14
Violeta de metilo	Amarillo		Violeta					
Azul de timol		Rojo		Amarillo		Amarillo		Azul
Naranja de metilo			Rojo		Amarillo			
Rojo de metilo				Rojo		Amarillo		
Azul de bromotimol					Amarillo		Azul	
Fenolftaleína						Incoloro		Rosa
Amarillo alizarina R.							Amarillo	Rojo

Medidas de higiene y seguridad

Al trabajar con HCl y NaOH, se deben tener los siguientes cuidados:

Lavarse abundantemente después de manipularlos; evitar el contacto con los ojos, piel y ropa, puede ser fatal si se ingieren. Mantenga cerrados siempre los recipientes que los contienen, en concentraciones mayores causan severas quemaduras.

Para que los alumnos tengan un mayor aprovechamiento y logren los objetivos de esta práctica, se les recomienda que revisen previamente los siguientes puntos:

- Enfoques ácido–base de: Arrhenius, Brönsted y Lowry y Lewis
- Constante de disociación del agua
- Reacciones ácido–base en soluciones acuosas
- Conceptos de ácidos y bases conjugadas
- Conceptos de ácidos y bases fuertes y débiles
- Valores de pKa de ácidos próticos
- Concepto de indicador y ejemplo de indicadores
- Concepto de neutralización
- Concepto de titulación

Desarrollo experimental

MATERIAL Y EQUIPO

1 pipeta graduada de 5mL
4 tubos de ensaye de 13x150mm
1 gradilla para tubos de ensaye
1 potenciómetro
4 vasos de precipitados de 50mL
Papel pH con escala
2 buretas volumétricas de 25mL
3 matraces Erlenmeyer de 250mL
1 pinza para bureta
1 soporte universal

REACTIVOS

solución de ácido clorhídrico 0.1M *
solución de NH_4OH 0.01M *
jugo de limón
leche de magnesia diluida 1:1 *
vinagre blanco (ácido acético) CH_3COOH *
solución NaOH 0.025N
agua destilada
agua potable
leche de vaca diluida 1:10
shampoo incoloro
limpiador con amonía
fenolftaleína
anaranjado de metilo
Coca Cola
jabón 123, líquido
cemento suspendido en agua
Alka Seltzer
gis (polvo) suspendido en agua

Nota: Para realizar la práctica se hará en las 4 sustancias que están marcadas con un asterisco (*) y al final de ésta podrán pedir 4 tiras de papel indicador y tomar el pH de las soluciones restantes en su casa, y así poder resolver mejor su cuestionario y dar unas conclusiones más completas.

1. Etiquetar 4 tubos de ensaye de 13x150 mm con números del 1 al 4, depositar en cada tubo 5 mL de cada una de las sustancias de acuerdo con el arreglo en la Tabla 2

Tabla 2

TUBO	SUSTANCIA
1	Solución de ácido clorhídrico 0.1M
2	Solución de NH_4OH 0.01M
3	Leche de magnesia
4	Vinagre blanco (ácido acético) CH_3COOH

2. Medir el pH de las sustancias de los 4 tubos con papel pH; que tiene una escala de colores. Ppartir esta tira de papel en tres en forma vertical e introducir una de estas tiras dentro de cada tubo, sacar esta tira y compararla con la escala del envase, para saber el pH que tiene cada muestra y registrar los datos en la Tabla No. 2
3. Medir el pH con el potenciómetro (Fig.1) utilizando 30 mL de cada una de las sustancias en un vaso de precipitados de 50 mL y registrar los datos en la Tabla .2

Para medir el pH en el potenciómetro se debe primero calibrar el instrumento con soluciones de pH conocido, una vez que se tiene la seguridad de que la lectura es correcta podemos poner cada una de las muestras teniendo el cuidado al terminar cada lectura, de lavar los electrodos con agua destilada secarlos y poner la siguiente muestra y así sucesivamente hasta terminarlas todas. Esto se hace con el fin de no contaminar las muestras y tener valores más reales

Potenciómetro (medidor de pH)

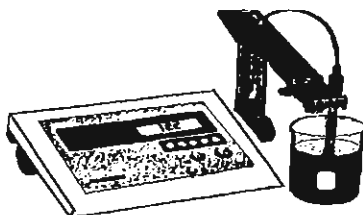


Figura No. 1

Tubos de ensaye con las diversas sustancias

Papel pH

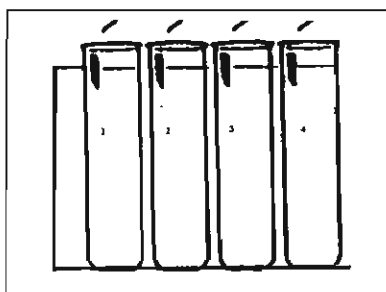


Figura No.2

4. A cada una de las soluciones de los tubos y de los vasos agregar dos gotas de fenolftaleína, observar si hay cambios en la coloración y a las soluciones que no presentan coloración agregarles naranja de metilo, observar si hay cambio en la coloración y con base en esto indicar si la solución es ácida o básica y registrar los datos en la Ttabla No. 2

Con esta información nosotros podemos combinar las soluciones de los tubos de ensaye mezclando un ácido y una base hasta neutralizar (la neutralización se realizará cuando pase de incoloro a rosa o de rojo a amarillo), esto depende del indicador que se agregue a las muestras.

Tabla 2
TABLA DE RESULTADOS OBTENIDOS EN LA MEDICIÓN DE pH

Sustancia	Papel pH	potenciómetro	ácido	base	[H ⁺]	pOH	Color del indicador	
							fenolftaleína	Naranja de metilo

5. Determinación de la concentración de una solución de HCl

Reacción de neutralización: $\text{NaOH}_{(\text{ac})} + \text{HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

Para saber en qué momento la cantidad agregada de ácido clorhídrico es suficiente para completar la reacción ácido–base, utilizaremos un indicador que se agregará a la solución básica y el cambio de color del mismo, indicará el final de la reacción.

Montar las buretas conforme a la Figura No. 3

- Antes de llenar las buretas con los volúmenes de hidróxido y ácido, estas deberán ser previamente enjuagadas con dichas soluciones
- Llenar las buretas con las soluciones de hidróxido de sodio y ácido clorhídrico respectivamente y etiquetarlas adecuadamente para evitar confundirse
- Al llenar las buretas debe cerciorarse que no contengan burbujas de aire y que la sección en punta, que se localiza por debajo de la llave se encuentre llena
- En tres matraces Erlenmeyer, agregar con la bureta un volumen conocido (10 mL) de solución de HCl cuya concentración se desconoce y agregar a cada matraz dos gotas de indicador de fenolftaleína

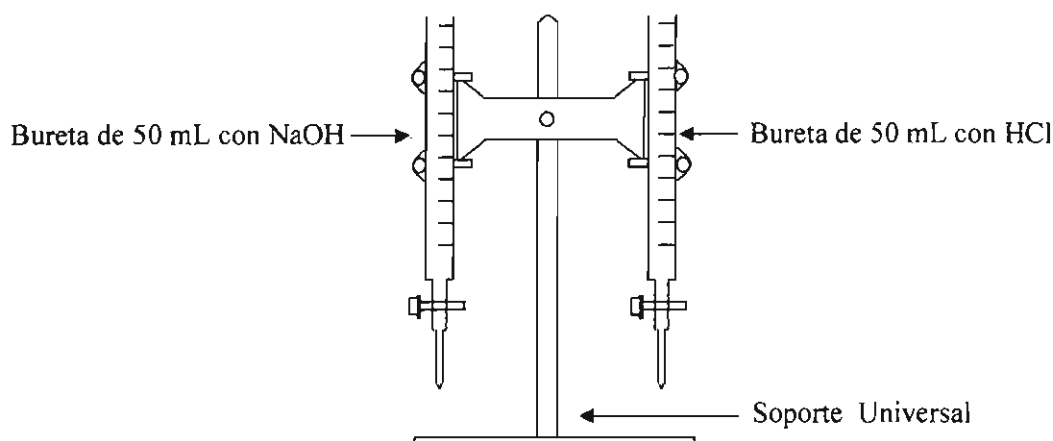


Figura 3

- Titular la solución ácida HCl contenida en cada uno de los matraces agregando gota a gota la solución de hidróxido, agitando constantemente, como se ve en la Fig. 4

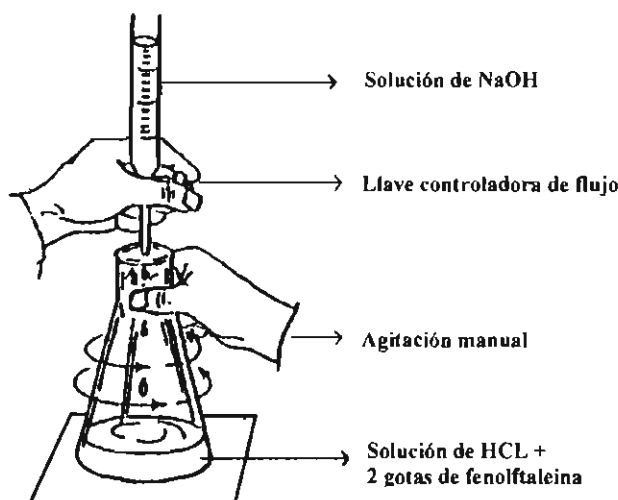


Figura 4

- Suspender inmediatamente la adición de hidróxido de sodio (NaOH), en cuanto se observe que aparece la coloración ligeramente rosa (vire) , esto indica que la reacción ha terminado (punto de equivalencia)
- Anotar en la tabla No. 3 el volumen de hidróxido de sodio (NaOH) empleado en la titulación
- Repetir la misma operación con los matraces restantes y anotar en dicha tabla los volúmenes empleados en cada caso
- Las lecturas de volumen en las buretas, se deben leer en el menisco inferior que forma el líquido, como se muestra en la Figura No. 5

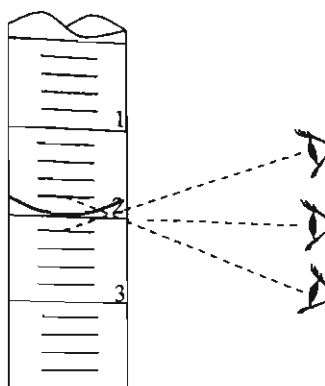


Figura No. 5

Datos

Concentración del HCl _____ *N*

Tabla No. 3

PRUEBAS	VOLUMEN DE BASE	VOLUMEN DE ÁCIDO	$C_2 = \frac{V_1 C_1}{V_2}$
1			
2			
3			

Cálculos

Determinar la concentración de la base titulada a partir de la siguiente ecuación:

$$V_1 C_1 = V_2 C_2$$

V_1 = Volumen gastado de ácido

C_1 = Concentración conocida del ácido

V_2 = Volumen de la solución básica

C_2 = Concentración desconocida de base

De los resultados anteriores calcular independientemente la concentración de NaOH y después sacar promedio de estos valores y así obtener un valor más exacto.

VOLUMEN PROMEDIO DE NaOH	VOLUMEN PROMEDIO DE ACIDO	CONCENTRACION PROMEDIO

Cuestionario

1. Mencionar al menos 5 ejemplos de sustancias ácidas y 5 de sustancias básicas que se utilicen en el laboratorio o en la vida diaria
2. ¿Qué nos indica el pH de una solución?
3. Calcular la concentración de iones H^+ a partir de cada valor experimental de pH del potenciómetro
4. Inferir el valor de pOH a partir de cada valor de pH obtenido experimentalmente con el potenciómetro
5. ¿Es aplicable la escala de pH para indicar el grado de carácter ácido de cualquier ácido de Brönsted?
6. Ordene de forma creciente los ácidos y decreciente a las bases de acuerdo al valor de pH obtenido

Lecturas recomendadas

Brown, Lemay. *et al. Química La Ciencia Central*. 7ª. ed. Prentice Hall, 1997

Ebbing, *Química General*, Mc Graw Hill, 1996

Hein–Arena, *Fundamentos de química*, Ed. Thomson 1997

Umland y Bellama, *Química General*, 3ª. Edición, Thomson, 2000

Chang, R., *Química*, 6ª Edición, Mc Graw Hill, México, 1999

Solís, *Nomenclatura Química*, Mc Graw Hill, 1994

Spencer, *et al.*, *Química Estructura y Dinámica*, Ed. CECSA, 1999

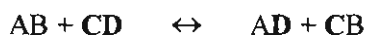
Reacciones de doble sustitución mediante resinas de intercambio iónico

Objetivos específicos

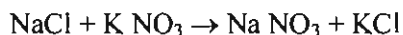
- Describir el comportamiento de las resinas de intercambio iónico como reactivos químicos que actúan mediante reacciones de doble sustitución.
- Proponer aplicaciones de las resinas de intercambio iónico en la industria y en la práctica química.

Consideraciones Teóricas

Las reacciones de doble sustitución son aquellas en las cuales dos especies químicas de las formas AB y CD intercambian sus partículas:



No es necesario que los compuestos AB y CD sean iónicos, pero cuando lo son, las reacciones de intercambio son muy rápidas. Un ejemplo químico de esta reacción es



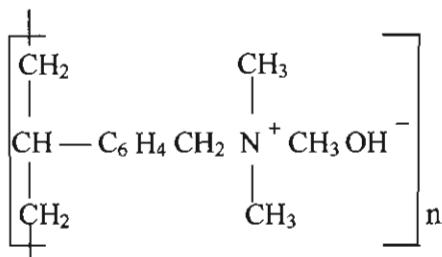
Como todas estas sustancias son incoloras en estado sólido como en solución, al realizar el experimento de mezclarlas no queda evidencia de la reacción química que sucede. Sin embargo, si la reacción se llevara a cabo en solución acuosa y alguno de los productos AD o CB fuera menos soluble que los otros, este producto se separaría espontáneamente mediante la formación de un sólido que se llama “precipitado”. Es el caso de la reacción



El sulfato de bario es más insoluble que los demás componentes de la solución y forma un precipitado cuajoso – caseoso blanco, típico.

Un caso particular de las reacciones de doble sustitución es el que ocurre con las resinas de intercambio iónico. Estas son moléculas muy grandes de naturaleza covalente y por lo tanto insolubles, que tienen asociado mediante enlaces químicos débiles, a un grupo iónico. La resina DOWEX® - 1 está formada por el polímero de hidróxido de trimetilbencilamonio:

Los enlaces incompletos sirven para unirse a otros grupos iguales. Se puede observar que el grupo OH^- se encuentra unido al átomo de nitrógeno N^+ mediante la atracción de sus cargas eléctricas, de tal manera que se podría representar a la fracción dibujada de la molécula como $>R^+ OH^-$ (y muchas veces solamente como $R - OH$).

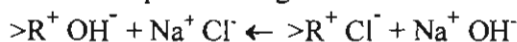


n = miles de unidades monoméricas

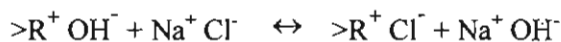
Cuando en el medio reaccionante se encuentra un ion negativo (anión) que compita con el ion OH^- de la resina, por ejemplo los iones Cl^- , NO_3^- , HS^- , etc., se da la reacción de doble sustitución o intercambio iónico:



Probablemente la unión de R^+ con Cl^- sea también muy débil ya que el ion Cl^- tiene la misma carga eléctrica que el ion OH^- , por lo cual la reacción anterior debe ser bidireccional, siendo la reacción opuesta la siguiente:



La representación de ambas reacciones es:



Cuando la resina tiene una gran cantidad de iones OH^- se dice que está “hábil” para el intercambio iónico, pero si muchos de los grupos OH^- han sido sustituidos por otros grupos negativos, se dice que la resina está “agotada” y será muy difícil que realice nuevos intercambios. Entonces es necesario “regenerar” la resina, añadiendo una solución concentrada de NaOH , para forzar la reacción anterior a realizarse de derecha a izquierda. De esta manera las resinas pueden ser utilizadas muchas veces para intercambiar iones negativos externos

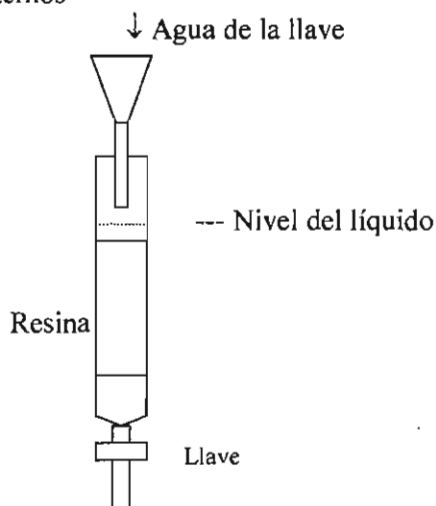


Figura 1. Columna con resina

Medidas de higiene y seguridad

El nitrato de plata es una sal que tiene la propiedad de producir quemaduras sobre la piel y otros tejidos orgánicos. Usar guantes y lentes y evitar derrames. En caso de un derrame, limpiar los objetos contaminados con solución limpiadora con amonio.

El ácido nítrico es corrosivo y puede atravesar los textiles de la ropa e irritar la piel.

Desarrollo experimental

MATERIAL Y EQUIPO

- 1 columna de vidrio con llave, empacada
- 1 embudo de separación de 500 mL
- 1 gradilla para tubos de ensayo
- 3 tubos de ensayo de 13x110 mm
- papel pH (indicador universal)
- 3 pipetas volumétricas de 10 mL
- 1 bureta de 25 mL
- 4 matraces Erlenmeyer de 250 mL

REACTIVOS

- solución 1:50 de ácido nítrico (HNO_3) (en frasco gotero)
- solución 0.02 M de nitrato de plata (AgNO_3), en frasco gotero
- solución 0.025 M de tiocianato de potasio (KSCN)
- solución al 5% de alumbre férrico amónico [$\text{Fe NH}_4 (\text{SO}_4)_2$]
- solución indicadora de fenolftaleína
- el relleno de la columna es la resina DOWEX - 1® fuertemente básica (catálogo Sigma 19880, 20–50 mallas)

Cuando la columna está fuera de servicio, el nivel del líquido dentro de la columna debe estar por arriba del nivel de la resina. Para ponerla en operación se debe agregar primero suficiente agua de la llave para evitar que el líquido deje descubierta la resina. El nivel del líquido dentro de la columna nunca debe dejar descubierta la resina, porque, debido a su presentación granular, puede atrapar aire y será un espacio donde el agua que fluya no tendrá contacto con la resina.

1. Dejar que el agua de la llave transite por la columna hasta que se obtengan aproximadamente 300mL (para todo el grupo), recíbala en un matraz Erlenmeyer debidamente etiquetado “agua tratada”. Adicione agua de la llave a la columna en la medida que se consuma.
2. Lavar con agua y detergente y enjuagar muy bien con agua destilada, 3 tubos de ensayo. Evitar que quede agua de la llave ya que contiene cloruros.
3. Pasar 2 mL del “agua tratada” al primer tubo de ensayo etiquetado (1)
4. Pasar 2 mL de agua de la llave al segundo tubo etiquetado (2)
5. Pasar 2 mL de agua destilada al tercer tubo etiquetado (3)
6. Obtener el pH de las muestras colocando papel indicador a cada tubo de ensayo, registrar el pH en la Tabla 1 de datos.
7. Agregar una gota de fenolftaleína a cada uno de los tubos (1,2 y 3)
8. A los tubos con pH básico (fenolftaleína rosa), agregar ácido nítrico HNO_3 , hasta decoloración

Prueba de cloruros

El agua de la llave contiene generalmente iones cloruro. El mejor indicador de la presencia del ion cloruro en medio ácido es el nitrato de plata AgNO_3 , da una reacción de precipitación (cloruro de plata coloidal blanco):



- Adicionar un gota de solución de AgNO_3 a cada uno de los tres tubos. Agitar suavemente. Observar en cual tubo hubo precipitado y registrar en la Tabla 1.

Titulación del nitrato de plata AgNO_3 , en las tres clases de agua

Precaución: Lavar el material buretas, pipetas y Erlenmeyer con agua destilada para evitar contaminación con cloruros.

- Preparar en los 3 Erlenmeyer, 3 muestras de 10 mL de nitrato de plata 0.02 M, agregar 1 mL de ácido nítrico 1: 50 solo a los matraces Erlenmeyer marcados como 1 y 2. Al matraz marcado 1 añadir 10 mL de **agua tratada** por la columna. Al matraz marcado 2, 10 mL de **agua de la llave** y al matraz 3, 10 mL de **agua destilada**
- Agregar a los 3 matraces 1 mL de indicador de alumbre férrico amónico (cerciórese que es férrico Fe^{3+}).
- Llenar la bureta con una solución 0.025 M de KSCN, tiocianato de potasio.
- Titular cada uno de los matraces. El punto de equivalencia aparece cuando el líquido adquiere un ligero tono salmón. Registrar los volúmenes de titulante en la Tabla 2.
- Lavar todo el material con agua y detergente. Enjuagar las pipetas y las buretas con agua destilada. Devolver el material.

Datos

Tabla 1. Registro de las observaciones

Pruebas sobre	Medida del pH		Presencia de cloruros		Presencia de HO^-	
	Tubo		Tubo		Tubo	
Agua tratada	1		1		1	
Agua de la llave	2		2		2	
Agua destilada	3		3		3	

Tabla 2. Registro de volumen de titulante

Muestra	KSCN, 0.025 M, mL
Solución de AgNO_3 + agua destilada	
Solución de AgNO_3 + agua tratada	
Solución de AgNO_3 + agua de la llave	

Nota: El KSCN titulante reacciona con la plata dando un precipitado blanco de $\text{AgCN} \downarrow$. Cuando se ha titulado toda la plata del AgNO_3 , el titulante KSCN, reacciona con el indicador Fe^{3+} , dando una coloración rojo sangre de $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. El color salmón es la combinación del blanco AgCN con el rojo de $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ y el amarillo del indicador Fe^{3+} .

El medio básico ennegrece al nitrato de plata, formando óxido de plata, evitar esto añadiendo ácido nítrico a los matraces 1 y 2 que presentan alcalinidad (OH^-).

Los matraces que no contengan cloruros, consumirán mas titulante y si el agua tratada lo está, consumirá igual cantidad de titulante KSCN, que el agua destilada.

Cuestionario

1. ¿Cuánto nitrato de plata debe ser pesado para preparar 1 L de solución 0.02 M?
2. Haga una interpretación de lo que se observa en la tabla de los registros de las observaciones.
3. Una resina básica se escribe como si fuera una fórmula $>R - OH$. ¿Cómo debiera escribirse la fórmula de una resina ácida? ¿Cómo debe reaccionar una resina ácida con una solución de cloruro de sodio? ¿Cómo debe reaccionar una resina ácida con una solución de NaOH?
4. Suponer, según la figura 2, que la columna A está rellena con una resina ácida y la columna B con una resina básica. Las líneas muestran el recorrido de una solución inicial muy diluida de NaCl. ¿cuál es la reacción química que debe darse en la columna A y cuál en la B? y ¿cuál es el resultado de sumar ambas reacciones? ¿Qué utilidad podría tener el sistema descrito?
5. Respecto a la pregunta 4 ¿Cuál deberá ser el pH de la solución en los puntos 1, 2 y 3?
6. Piense en un sistema semejante al del problema 4, pero ahora la columna A contendrá la resina básica y la columna B a la resina ácida. Contestar las mismas preguntas de los puntos 4 y 5.
7. Si se prepara una mezcla de resina ácida y básica ¿pueden reaccionar entre ellas para producir una resina neutra? Justificar su respuesta.
8. Indicar la reacción entre el nitrato de plata y el tiocianato de potasio. Indicar la reacción entre el tiocianato de potasio y el alumbre férrico amónico.

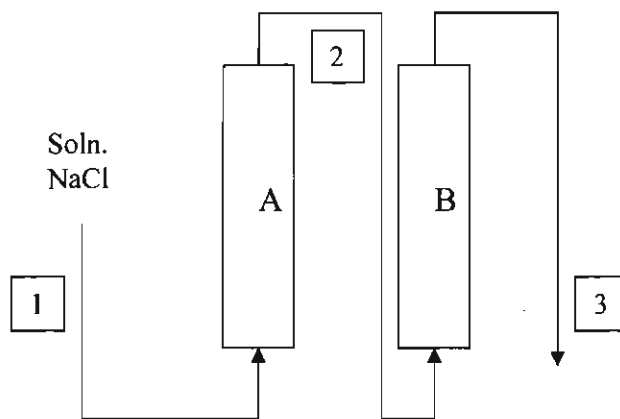
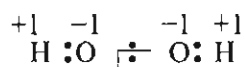


Figura 2. Sistema de Intercambio iónico

Lecturas recomendadas:

Harris, D.C. *Análisis Químico Cuantitativo*. Grupo Editorial Iberoamérica. 1992.

Nalco. *Manual del agua*. Tomo I, Capítulo 12. Mac Graw Hill, 1974.



Se debe advertir que el número de oxidación de un átomo en un compuesto covalente es sólo un concepto artificial. A diferencia de la carga de un ion, el número de oxidación de un elemento no puede determinarse experimentalmente. El átomo de hidrógeno en HF o en H₂O no lleva una carga positiva completa. Su número de oxidación representa una especie de “seudo carga”.

El número de oxidación de un elemento en un compuesto puede determinarse de forma sencilla a partir del siguiente **conjunto de reglas**:

1. A cualquier átomo libre o átomo de una molécula de un elemento, se le asigna un número de oxidación cero.
2. La suma de los números de oxidación de los átomos de un compuesto es cero, puesto que los compuestos son eléctricamente neutros.
3. El número de oxidación de un ion monoatómico es igual a la carga del ion. En sus compuestos, los elementos del grupo 1 (Li, Na, K, Rb y Cs) siempre tienen números de oxidación +1; los elementos del grupo 2 (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) siempre tienen números de oxidación +2.
4. La suma de los números de oxidación de los átomos que forman un ion poliatómico, es igual a la carga del ion.
5. El número de oxidación del flúor, el elemento más electronegativo, es -1 en todos los compuestos que contienen flúor.
6. En la mayoría de los compuestos que contienen oxígeno, el número de oxidación del oxígeno es -2. Sin embargo, existen algunas excepciones.
 - a) En los peróxidos, cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1. Los dos átomos de oxígeno del ion peróxido O₂⁻² son equivalentes, a cada uno se le debe asignar un número de oxidación de -1
 - b) En el ion superóxido, O₂⁻, cada oxígeno tiene un número de oxidación de -1/2
 - c) En el OF₂, el oxígeno tiene un número de oxidación de +2 (regla 5).
7. El número de oxidación del hidrógeno es +1 en todos sus compuestos, excepto en los hidruros metálicos (CaH₂ y NaH son ejemplos) en los cuales el hidrógeno está en estado de oxidación -1.
8. En la combinación de dos no metales (ya sea una molécula o un ion poliatómico), el número de oxidación del elemento más electronegativo, es negativo e igual a la carga del ion monoatómico común de ese elemento. En el PCl₃, por ejemplo, el número de oxidación del Cl es -1 y el del P es +3. En el CS₂, el número de oxidación del S es -2 y el del C es +4.
9. Frecuentemente un elemento presenta una gama de números de oxidación en sus compuestos. El nitrógeno, por ejemplo, exhibe números de oxidación desde -3 (como en NH₃) a +5 (como en el HNO₃).
10. El número de oxidación máximo de un elemento de las familias o grupos representativos es el mismo que su número de grupo. El número de electrones de valencia que tiene un elemento de la familia A es igual al número de grupo. No es lógico que un átomo pierda más electrones de valencia que los que tiene. La carga

positiva más alta posible, por consiguiente, aún la hipotética, es la misma del número del grupo.

11. El número de oxidación mínimo de un elemento de un grupo representativo, en un compuesto que contiene dicho elemento, es igual a la carga del ion monoatómico del elemento.
12. El número de oxidación máximo del S, miembro del grupo 16 (VIA) es +6, por ejemplo en H_2SO_4 . El número de oxidación mínimo del S es -2 (como en Na_2S y H_2S). En estos compuestos, el número de oxidación máximo del sodio, que se halla en el grupo 1 (IA) es el mismo que el número de oxidación mínimo +1. El número de oxidación del sodio sin combinar, naturalmente es cero.
13. Los números de oxidación no son iguales a las cargas formales. En la asignación de cargas formales a los átomos de una molécula covalente, los electrones de enlace se dividen igualmente entre los átomos enlazados y se hace caso omiso de cualquier polaridad de enlace causada por la división desigual de electrones.
14. En la asignación de números de oxidación, los electrones de enlace se asignan al átomo más electronegativo.

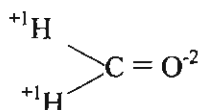
El término oxidación fue generalmente aplicado a reacciones en las cuales las sustancias se combinan con el oxígeno y la reducción se definió como la eliminación del oxígeno de un compuesto que lo contenga.

En las reacciones orgánicas

15. El aumento de oxígeno y/o la disminución de hidrógeno se considera una oxidación.
16. Una disminución de oxígenos y/o un aumento de hidrógenos es una reducción.
17. Al átomo de carbono se asigna una "carga" de cero en un enlace con otro carbono, o en estado elemental.
18. Al átomo de carbono se le asigna una "carga" más por cada enlace con un oxígeno y una "carga" menos por cada enlace con el hidrógeno.
19. Enlaces con elementos mas electronegativos que el carbono se asigna a éste una "carga" de +1. Con elementos menos electronegativos se asigna una "carga" de -1.
20. Los enlaces dobles y triples con un heteroátomo se cuentan dos y tres veces respectivamente.

Ejemplos:

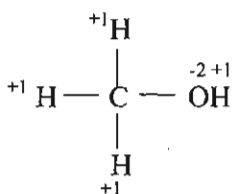
- formaldehído



Estado de oxidación del carbono en el formaldehído

$$\text{C} = -2 + 2 = 0$$

- alcohol metílico



Estado de oxidación del carbono en el alcohol metílico

$$\text{C} = +1 - 3 = -2$$

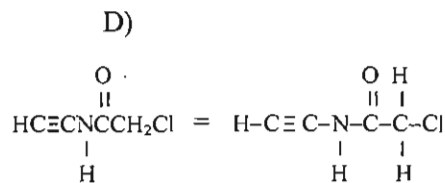
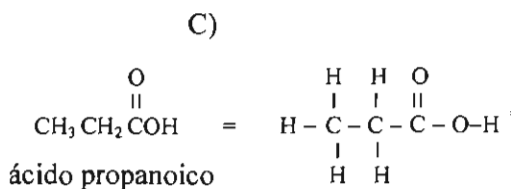
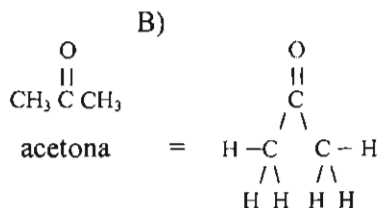
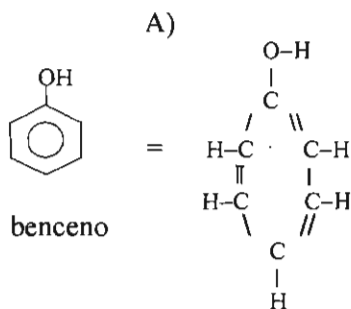
Observe que del formaldehído al alcohol, el carbono aumentó el número de hidrógenos, disminuyó su oxidación, por tanto, se redujo.

Ejercicios

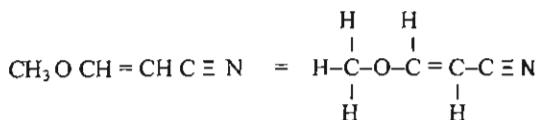
a) Calcular el No. de oxidación de cada átomo de carbono en las siguientes moléculas

Fórmula → Fórmula desarrollada

Fórmula → Fórmula desarrollada



F)



b) Determinar el número de oxidación del átomo subrayado en las fórmulas siguientes.

Fórmula	Número de oxidación	Fórmula	Número de oxidación
a) H_2SO_4		k) $\text{Ca}(\text{ClO})_2$	
b) H_3AsO_4		l) $(\text{PO}_3)^{3-}$	
c) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$		m) $(\text{NO}_3)^-$	
d) Cu_2S		n) CaCl_2	
e) $(\text{PO}_4)^{3-}$		o) Mg	
f) $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$		p) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	
g) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		q) KClO_3	
h) MnO_2		r) KMnO_4	
i) H_2O_2		s) SnCl_4	
j) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$		t) HNO_3	

REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

En una reacción redox ni la oxidación, ni la reducción pueden ocurrir por sí solas. Además, el incremento total del número de oxidación debe ser igual a la disminución total del número de oxidación.

Puesto que una sustancia no puede reducirse a menos que otra se oxide simultáneamente, la sustancia que se reduce es responsable por la oxidación de la otra por lo tanto se le llama **agente oxidante**. Así mismo una sustancia para oxidarse debe reducir a otra por lo que se convierte en **agente reductor**.

DESCRIPCIÓN DE LAS REACCIONES DE OXIDO-REDUCCIÓN

Se utiliza terminología especial para describir las reacciones de oxidación-reducción. Para diferenciar los estados de oxidación de las cargas reales, se antepone el signo a la valencia la cual se escribe en números romanos, por comodidad se ha dejado en números arábigos. Para las cargas reales de los iones, sean simples o complejos, se antepone el número al signo de la carga: Ca^{2+} , Mg^{2+} , PO_4^{3-} y SO_4^{2-} .

Para la inspección de los estados de oxidación en un compuesto, éstos se escriben arriba del elemento que sufre el cambio de estado de oxidación.

Ejemplo:

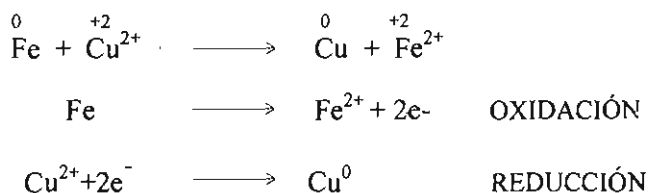
Sulfato de cobre (II), $\text{Cu}^{2+}(\text{SO}_4)^{2-}$

Elemento	Carga	Estado de Oxidación.
Cu	2+	+2
S	—	+6
O	—	-2

Las reacciones redox pueden escribirse en términos de dos semiecuaciones. Una de oxidación que implica una pérdida de electrones (o aumento de número de oxidación) llamada **semiecuación de oxidación** y otra con una ganancia de electrones (o

disminución del número de oxidación) la cual se denomina **semiecuación de reducción**.

Ejemplo:



$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ El cobre es el **agente oxidante**

$\text{Fe} / \text{Fe}^{2+}$ El fierro es el **agente reductor**

BALANCEO DE ECUACIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

A continuación se presentan dos métodos para balancear las reacciones de óxido-reducción, el del **número o estado de oxidación** y el método del **ion electrón**.

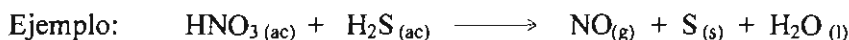
Antes de iniciar el balanceo por cualquiera de los métodos es necesario escribir correctamente la ecuación química, incluyendo el estado físico de los reactivos y productos.

A) Método del número o estado de oxidación

Este método se caracteriza porque la ecuación química se escribe de forma molecular y se indica la posición del agua ya sea como reactivo o como producto.

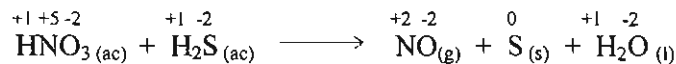
Los pasos a seguir son:

1. Identificar en la ecuación el átomo que se oxida y el átomo que se reduce, aplicando las reglas de oxidación-reducción anteriores
2. Escribir la reducción y oxidación de los átomos, como ecuaciones parciales
3. Balanceando el número de átomos en cada una de las ecuaciones parciales
4. Escribiendo a la derecha como un producto los electrones liberados en la oxidación y a la izquierda como reactivos, los electrones ganados en la reducción
5. Se igualan el número de electrones en ambas ecuaciones parciales, multiplicando cada ecuación por un número adecuado
6. Se colocan dichos números como coeficientes de la especie química que contiene al elemento oxidado o reducido en la ecuación global
7. Se termina el balanceo de la ecuación por inspección
8. Comprobar que la ecuación está balanceada verificando que el número de todos los átomos de los reactivos es igual al número de átomos en los productos

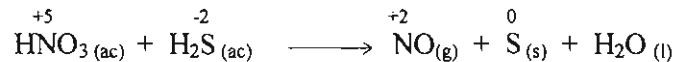


(ac) = acuoso

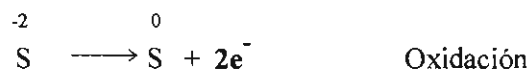
1. Se determinan los números de oxidación de cada elemento:



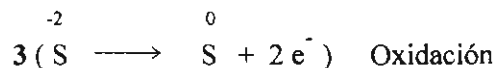
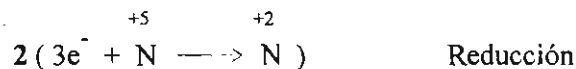
Se seleccionan aquellos elementos en los que cambia su número de oxidación



2. Se escriben ecuaciones parciales de oxidación y reducción
3. Se balancea el número de átomos en cada ecuación parcial
4. Se verifica que en la ecuación parcial de reducción los electrones se coloquen a la izquierda y en la ecuación parcial de la oxidación los electrones se coloquen a la derecha



5. Se iguala el número de electrones en ambas ecuaciones parciales, multiplicando por números adecuados



6. Se colocan dichos números como coeficientes de la especie química que contiene al elemento oxidado o reducido en la ecuación global



7. Se termina el balanceo de la ecuación por inspección

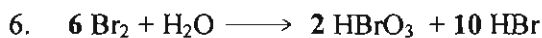
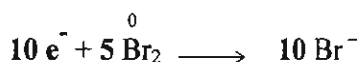
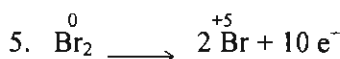
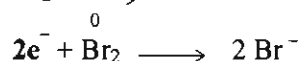
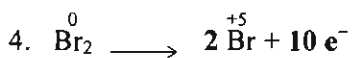
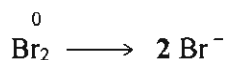
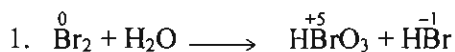


8. Se contabiliza que el número de átomos oxidados, el número de átomos reducidos, todos los demás elementos diferentes del oxígeno e hidrógeno, los átomos de hidrógeno y por último los átomos del oxígeno estén en la misma cantidad en ambos miembros de la reacción global.

Reactantes		Productos
2	N	2
3	S	3
8	H	8
6	O	6

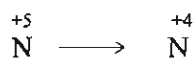
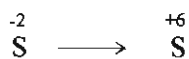
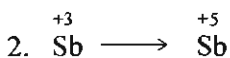
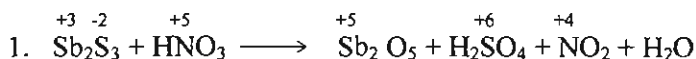
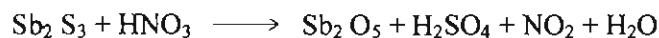
agente oxidante: HNO_3 y agente reductor: H_2S

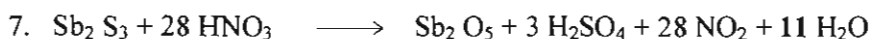
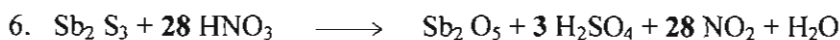
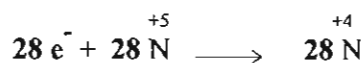
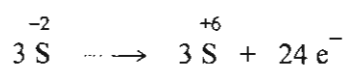
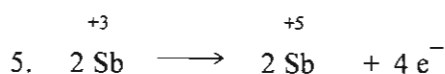
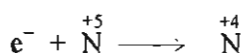
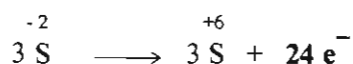
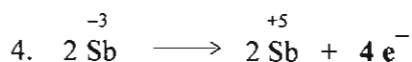
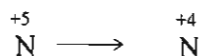
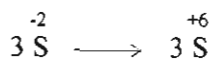
Ejemplo: Reacción dismítica, de desproporción o de auto oxidación-reducción, donde una misma especie se oxida y se reduce en los productos:



8.	Reactantes		Productos
	12	Br	12
	12	H	12
	6	O	6

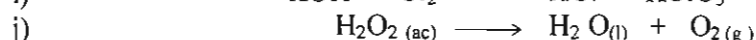
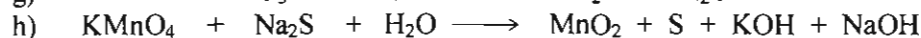
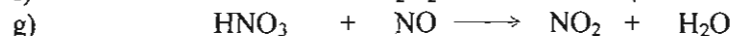
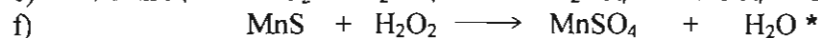
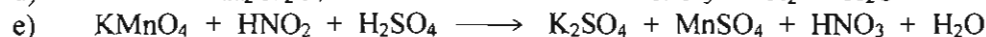
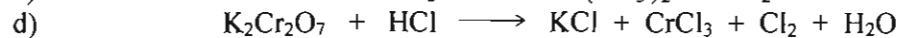
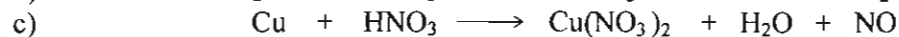
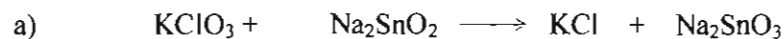
Ejemplo: Balanceo de ecuaciones químicas por el método redox, donde más de dos especies se oxidan o se reducen.





8.	Reactivos		Productos
	2	Sb	2
	3	S	3
	28	H	28
	28	N	28
	84	O	84

De acuerdo con los ejemplos anteriores balancear las siguientes ecuaciones por el método del número o estado de oxidación, indicando además al agente oxidante y al agente reductor:

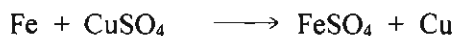


* Tomar en cuenta el oxígeno presente en sulfato como en agua

B) Método del Ion Electrón

Este método se caracteriza por el balanceo de la ecuación química en su forma iónica, sin considerar a los iones espectadores, es decir, aquellos que no cambian su estado de oxidación durante la reacción. Se ha seleccionado el método de **reacción completa** por ser el más simple y que conduce al mismo resultado que el de semi-reacción.

Ejemplo 1:



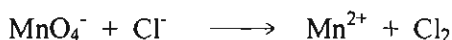
Ecuación iónica.



Ejemplo 2:



Ecuación iónica:



- La reacción de oxidación (global) debe escribirse en su forma iónica considerando las estructuras completas de los poli-iones
- El balanceo se inicia sin considerar el agua, ya que su posición como reactivo o producto quedará determinado durante el proceso.
- Las reacciones redox pueden realizarse en medio ácido, básico o neutro.

Los pasos a seguir son:

1. Inspeccionar la ecuación iónica global para determinar los átomos que sufren cambio en su estado de oxidación.
2. Establecer la ecuación de oxidación y reducción de cada uno de los átomos del punto 1. Balancear los átomos que cambian su número de oxidación en cada ecuación.
3. Se agregan los electrones que se ganan a la izquierda de la ecuación del elemento que se reduce y los electrones que se pierden a la derecha de la ecuación del elemento que se oxida.
4. Se iguala el número de electrones en ambas ecuaciones.
5. Los coeficientes resultantes se trasladan a la ecuación global.

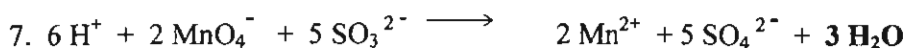
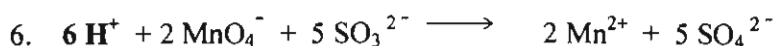
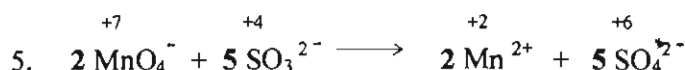
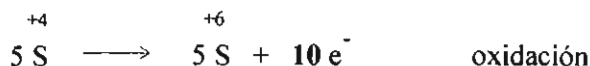
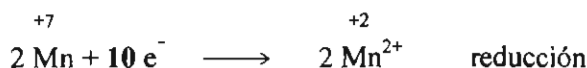
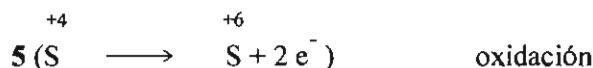
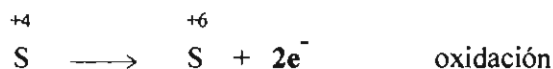
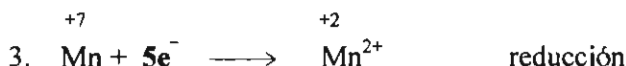
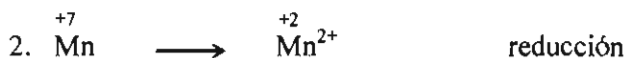
- En medio ácido se balancean las cargas con protones (H^+), en medio básico con hidróxidos (oxhidrilo OH^-) en medio neutro se balancea con OH^- o H^+ , según se necesite pero sólo del lado derecho de la ecuación global.
- Se balancean los hidrógenos con agua.
- Se inspecciona la ecuación, la cual ya debe quedar balanceada tanto en masa, como en carga

Ejemplo:

Balancear por el método de ion-electrón, tanto en medio ácido como en medio básico, la siguiente reacción:



a) Medio ácido

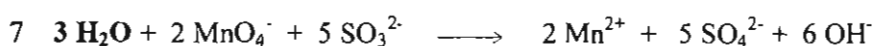
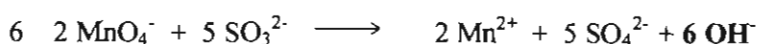


8. Comprobación

2	Mn	2
5	S	5
6	H	6
23	O	23
6-	carga	6-

b) Medio básico

A partir del punto 5



8 Comprobación

2	Mn	2
5	S	5
6	H	6
26	O	26

Ecuación completa



Ejercicios:

Balancear las siguientes reacciones redox por el método del ion-electrón.

- | | |
|---|-----------------|
| a) $\text{Cu(s)} + \text{NO}_3^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{NO(g)}$ | Solución ácida |
| b) $\text{O}_2(\text{g}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{S(s)} + \text{OH}^-$ | Solución básica |
| c) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$ | Solución ácida |
| d) $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ | Solución neutra |
| e) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{NO}_2^- \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{NO}_3^-$ | Medio ácido |
| f) $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{Br}^- \longrightarrow \text{NO}_2^- + \text{BrO}_3^-$ | Medio básico |
| g) $\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2$ | Medio ácido |

Lecturas recomendadas

Ebbing, D. D., *Química General*, Mc Graw Hill, 1997

Spencer, J.N., Bodner, G.M. y Lyman H.R. *Quím. Estructura y dinámica*, CECSA, 2000

Jiménez Otamendi, Adolfo. *Átomos, Enlaces y Reacciones*, UAM-A, 1993

Stanley H. Pine et al, *Química Orgánica*, 2a. Ed. Mc Graw Hill, 1994

Reacciones de óxido-reducción y titulación con agentes oxidantes

Objetivos Específicos

- Realizar una titulación redox utilizando como titulante una solución oxidante de KMnO_4 previamente preparada y valorada
- Identificar a los elementos oxidados y reducidos, mediante la comparación de sus números de oxidación, tanto en las especies reaccionantes, como en los productos de reacción
- De la reacción química efectuada durante la titulación clasificar a los agentes oxidantes y reductores
- Clasificar las semi-reacciones de oxidación y de reducción
- Balancear la ecuación que representa la reacción de titulación redox
- Determinar la cantidad del agente oxidado en la titulación, mediante el cálculo del volumen de agente titulante añadido en el punto de equivalencia

Consideraciones Teóricas

Las reacciones en las que se transfieren electrones de un elemento a otro se denominan reacciones de óxido-reducción o reacciones redox. Es importante recordar que en una reacción redox, deben existir las especies donantes de electrones y las que los reciben.

La tendencia de un elemento a actuar como agente oxidante o reductor depende de su *facilidad para separar o adicionar electrones. Un elemento puede actuar como reductor en un ion o compuesto dado y como oxidante en otro.*

Las especies en las que se encuentran los elementos en su más alto estado de oxidación se comportan sólo como agentes oxidantes y, al contrario, los agentes reductores son las especies en las que se ubican los elementos en su más bajo estado de oxidación por lo que sólo pueden comportarse como agentes reductores.

En el caso de las soluciones redox, la solución a titular debe contener una sustancia o agente que pueda sufrir una oxidación o una reducción. Todos los átomos del elemento que va a sufrir la oxidación o la reducción, deben estar en el mismo estado de oxidación al principiar la titulación. El titulante actuará como agente reductor u oxidante según sea el caso.

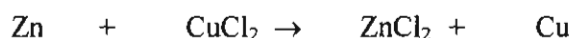
La forma más común de realizar una titulación es colocando la solución a analizar en un matraz Erlenmeyer que permita una agitación manual o magnética constante. Cuando los reactivos son incoloros y al reaccionar no se produce un cambio visible que indique que la reacción ha llegado a la equivalencia química, entonces es necesario utilizar una sustancia que no altere la equivalencia química entre el titulante y la solución por titular, pero que pueda indicar el momento de la equivalencia entre ellos. A esta sustancia se le denomina indicador, existen muchos tipos de indicadores, según sean las condiciones de

reacción que se requieran, la mayoría de ellos adoptan diferentes colores en condiciones de reacción diferentes.

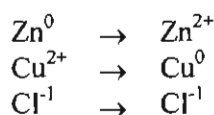
En el caso de la titulación con KMnO_4 , como este reactivo tiene un color característico que desaparece cuando reacciona con H_2O_2 , el mismo titulante sirve como indicador, porque cuando ya no hay más H_2O_2 para reaccionar, el exceso de titulante le da una ligera coloración a la mezcla de reacción, indicando que el punto de equivalencia se ha alcanzado.

Recordar que para determinar si en una reacción se presenta transferencia de electrones, se revisan los números de oxidación de todos los elementos presentes tanto en las especies reaccionantes como en los productos. (Seminario de reacciones de óxido reducción). Dicha comparación de los números de oxidación permite determinar cuáles elementos se oxidaron y cuáles se redujeron. Con estos datos es posible establecer las semi-reacciones de oxidación y de reducción, para proceder a balancear la reacción, equilibrando tanto la masa como las cargas de todas las especies.

Ejemplo de una reacción redox:



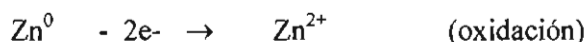
Determinación de los números de oxidación:



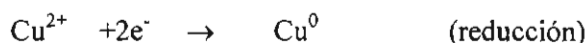
Planteamiento de la reacción redox:



Identificación de la semi-reacción de oxidación:

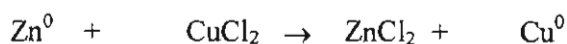


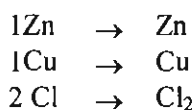
Identificación de la semi-reacción de reducción:



Balanceo de la reacción redox

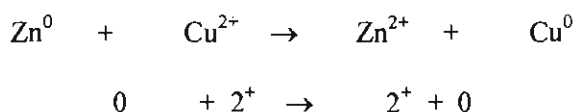
i) Balance de masa





la reacción está balanceada con respecto a la masa

ii) Balance de cargas



La reacción final debe ser:



Que se encuentra balanceada con respecto a la masa y a las cargas.

Medidas de higiene y seguridad

- Se recomienda el uso de guantes, lentes de seguridad y bata
- Los agentes fuertemente oxidantes no deben ponerse en contacto con compuestos orgánicos, ya que pueden reaccionar violentamente; el permanganato de potasio (KMnO_4) es un agente oxidante muy fuerte y se deben extremar las precauciones al utilizarlo.
- El peróxido de hidrógeno o agua oxigenada (H_2O_2) es también un agente oxidante, irrita la piel, los ojos y las mucosas del sistema respiratorio, por lo que debe evitarse un contacto prolongado. El reactivo de laboratorio es una solución acuosa al 30 % en peso, que es 10 veces más concentrada que la solución que se utiliza como antiséptico (por su reacción oxidante que impide el desarrollo de los microorganismos que infectan las heridas) y que tiene una concentración entre 2.5 y 3.5 % en peso/volumen. En la etiqueta comercial se indica que esta solución es de "8 a 12 volúmenes", porque cuando 1cm^3 de dicha solución se descompone, en condiciones normales de temperatura y presión, produce de 8 a 12cm^3 de oxígeno.
- El ácido sulfúrico concentrado es un ácido muy reactivo, que carboniza la materia orgánica. Al diluirse con agua, la reacción es exotérmica, por lo que se debe agregar al agua lentamente y resbalando por las paredes del matraz de reacción, de preferencia sumergido este último en un baño de agua fría o de hielo y mezclando con cuidado.

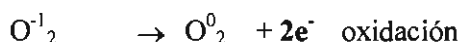
Trabajo previo

Para determinar la cantidad de KMnO_4 que se necesita preparar para su utilización en la reacción redox, es necesario establecer primero el tipo de reacción en la que va a intervenir.

La reacción que se llevará a cabo durante la titulación (aún sin balancear) es:



Planteamiento de las semi-reacciones:



Como el número de electrones que cede la especie reductora debe ser igual al número de electrones que acepta la especie oxidante, es necesario igualar el número de electrones transferidos entre dichas especies. En la reacción se indica que se requieren 5 electrones para reducir a cada Mn, y sólo se obtienen 2 electrones en la oxidación del oxígeno, por lo que será necesario multiplicar por 5 la especie en donde aparece el oxígeno y multiplicar por 2, la que corresponde al Mn.

La reacción balanceada es la siguiente:



Para determinar la cantidad y concentración de solución oxidante de permanganato de potasio (KMnO_4) que se necesita para reaccionar con un volumen determinado de solución de peróxido de hidrógeno al 3 % en peso/volumen, hay que recordar que una solución 1M de cualquier compuesto contiene una cantidad en gramos igual a un mol, que es la suma de los pesos atómicos de todos los elementos presentes en su fórmula, disueltos en un litro de solución. Para calcular la masa molar del KMnO_4 es necesario sumar la masa molar de todos los elementos presentes en la sal multiplicados por el número de veces que se encuentren en la fórmula:

$$\text{K (1)} = 39 * 1 = 39 \text{ g/mol}$$

$$\text{Mn (1)} = 55 * 1 = 55 \text{ g/mol}$$

$$\text{O (4)} = 16 * 4 = 64 \text{ g/mol}$$

$$\text{masa molar del KMnO}_4 = 158 \text{ g/mol}$$

Una solución 1M de KMnO_4 se prepara disolviendo 158 g de la sal en suficiente agua para completar 1.00 L de solución.

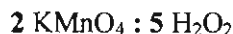
Para el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 :

$$\text{H (2)} = 1 * 2 = 2$$

$$\text{O (2)} = 16 * 2 = 32$$

$$\text{masa molar del } \text{H}_2\text{O}_2 = 34 \text{ g/mol}$$

La relación molar entre las especies reaccionantes en la titulación es de 2:5



La relación de masas es:

$$2 (158 \text{ g}) = 316 \text{ g}$$

$$5 (34 \text{ g}) = 170 \text{ g}$$

Como el peróxido de hidrógeno comercial es una solución acuosa de H_2O_2 al 3 % peso/volumen, se tienen 3 g de H_2O_2 por cada 100 mL de solución.

En una alícuota de 2 mL de la solución de peróxido de hidrógeno se tendrán:

$$\frac{2 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} \times 3 \text{ g} = 0.06 \text{ g}$$

$$x = 0.06 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}_2 \text{ en 2 mL de solución}$$

Cálculos para obtener la concentración y el volumen adecuados de KMnO_4 que se debe hacer reaccionar con el peróxido de hidrógeno:

a) Para el cálculo de masa:

$$\frac{0.06 \text{ g } \text{H}_2\text{O}_2}{170 \text{ g } \text{H}_2\text{O}_2} \times 316 \text{ g } \text{KMnO}_4 = 0.1115 \text{ g}$$

$$x = 0.1115 \text{ g de } \text{KMnO}_4$$

Se requieren 0.1115 g de KMnO_4 para reaccionar con 0.06 g de H_2O_2

b) Para determinar la concentración de la solución de KMnO_4 adecuada para titular la solución de H_2O_2 :

Calcular el número de moles de KMnO_4 que hay en 0.1115 g de KMnO_4

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0.1115 \text{ g}}{158 \text{ g/mol}} = 0.0007056 \text{ mol} = 0.7056 \text{ mmol}$$

Se tienen 0.7056 mmoles de KMnO_4

Cálculo de la molaridad del KMnO_4 para utilizar un volumen aproximado de 15 mL:

$$\frac{0.7056 \text{ mmol}}{15 \text{ mL KMnO}_4} = 0.047 \text{ M de KMnO}_4$$

b) Para preparar 1 L de solución 0.047 M (casi 0.05M) de KMnO_4 :

$$\frac{158 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol}} \times 0.047 \text{ M} = 7.43 \text{ g}$$

$$x = 7.43 \text{ g de KMnO}_4 / \text{L de solución} = 0.047 \text{ M de KMnO}_4$$

Los cálculos anteriores nos indican que se espera gastar aproximadamente hasta 15 mL de solución 0.047M de KMnO_4 (0.1115 g) para valorar 2 mL (0.06 g) de solución comercial de H_2O_2 acidulados con 3.0 mL H_2SO_4 al 10 % (agregado en exceso), si las concentraciones del titulante y del problema son adecuadamente exactas.

Desarrollo experimental

MATERIAL Y EQUIPO

1 bureta de 25 mL
1 soporte metálico con pinzas para bureta
2 matraz Erlenmeyer de 125 mL
1 vaso de precipitados de 100 mL
1 pipeta graduada de 5 mL
1 pipeta volumétrica de 5 mL
1 probeta de 50 mL
1 balanza analítica

REACTIVOS

- solución de KMnO_4 0.047M
- solución de H_2O_2 comercial
(al 3% peso/vol)
- ácido sulfúrico al 10 %

Titulación de H_2O_2 con la solución de KMnO_4 0.047M

1. Montar el equipo mostrado en la figura 1
2. Colocar la solución valorada de KMnO_4 en una bureta limpia y seca, o enjuagada con un poco de la solución titulante, desechar la solución de enjuague

3. Cuidar que la punta de la bureta se llene completamente con la solución y que no contenga burbujas, si las burbujas no se salen al dejar salir la solución, sacudir la bureta ligeramente con la llave abierta, sobre la tarja, hasta que se eliminen
4. Medir 2.0 mL H_2O_2 y colocarlos en cada matraz Erlenmeyer de 125 mL
5. Agregar unos 20 mL de agua destilada y 3.0 mL de H_2SO_4 al 10% (hay un exceso de ácido)
6. Sobre la solución acidulada de H_2O_2 contenida en el matraz, agregar poco a poco volúmenes pequeños de la solución titulante, agitando constantemente. Cuando se observe que la solución contenida en el matraz adquiere una ligera coloración rosa, suspender la adición del titulante, puesto que se alcanzó el punto de equivalencia de la reacción, que indica el momento en el que ya no hay más peróxido de hidrógeno para reaccionar con el permanganato de potasio
7. Anotar el volumen de KMnO_4 gastado en la titulación
8. Si es necesario, repetir la titulación una o dos veces más.

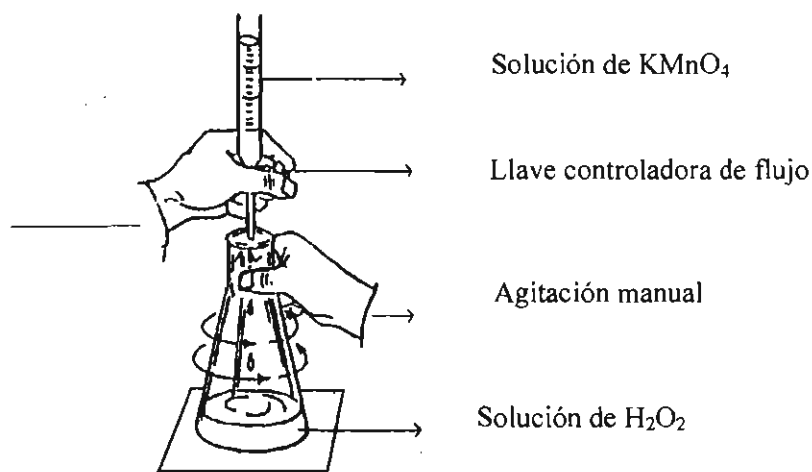


Figura 1. Montaje del equipo necesario para realizar la titulación.

Datos

Volumen de la alícuota de solución de H_2O_2 _____ mL

Volumen gastado de KMnO_4 _____ mL
Molaridad de la solución de KMnO_4 _____ M
% de H_2O_2 indicado en al etiqueta del frasco original _____
Masa molar de H_2O_2 _____

Cálculos

Determinar la concentración de la alícuota de H_2O_2

Resultados

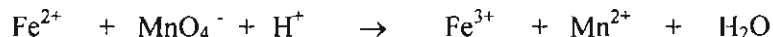
Masa en g de H_2O_2 encontrado en la alícuota _____
% de H_2O_2 encontrado en la alícuota _____
% de H_2O_2 calculado para la muestra _____
% de diferencia entre los resultados teórico y experimental _____

Cuestionario

- 1) Explique qué es un agente oxidante
- 2) Explique qué es un agente reductor
- 3) Explique por qué aumenta la carga negativa (o disminuye la carga positiva) cuando un elemento se reduce
- 4) Calcule el volumen de KMnO_4 0.05 M que se requerirá para titular 10 mL de la solución de peróxido de hidrógeno comercial (al 3% en peso/vol)
- 5) Si se desea titular el mismo volumen de 10 mL del peróxido de hidrógeno comercial (3% en peso/vol) con una solución de KMnO_4 0.1 M, indique qué volumen de titulante se gastaría

6) Calcule la cantidad exacta de ácido sulfúrico al 10% que se necesita agregar a la reacción de titulación del peróxido de hidrógeno

7) Calcule el volumen de KMnO_4 0.1M que se utilizaría para titular 200 mg de Fe, cuya reacción (no balanceada) es:



8) Calcular si 1.5 mL de H_2SO_4 diluido al 10 % es suficiente para satisfacer la estequiometría de la reacción en el punto anterior

9) Balancear la reacción: $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^-$

Lecturas recomendadas

Aldrich-Sigma, Manual de productos químicos, México, 2000

Chang, R., *Química*, 6^ª Edición, Mc Graw Hill, México, 1999

Garritz, A., Chamizo, J.A., *Química*, Addison-Wesley Iberoamericana, USA, 1994

Liptrot, G. F., *Química Inorgánica Moderna*, editorial C.E.C.S.A., México, 1980

Masterton, W. L. Slovinsky, E.J. & Stanitsky, C. L., *Química General Superior*, Editorial Interamericana, México, 1986

Solís Correa, H. E., *Nomenclatura Química*, Editorial Mc Graw Hill, México, 1994

Spencer, J.N., Bodner, G.M. y Rickard, L.H., *Química, Estructura y Dinámica*, Editorial CECSA, México 2000

Reacciones de óxido reducción. Titulación con Agentes Reductores Opción A

Objetivo específicos

- Diferenciar a las reacciones de óxido reducción de las de precipitación, neutralización e intercambio iónico
- Diferenciar a los agentes oxidantes y agentes reductores
- Usar indicadores redox, que indican el punto final de una reacción mediante cambios de color.
- Determinar la concentración de una solución en cuyo soluto existe un elemento capaz de disminuir su número de oxidación, mediante una titulación con agentes reductores

Consideraciones teóricas

La titulación es un método para determinar la cantidad de una sustancia (analito) contenida en una solución. Por lo general, en la titulación se agrega una solución de concentración conocida (titulante o solución valorada) mediante una bureta a la solución de la cual se desea conocer su concentración (solución por titular), este proceso se lleva a cabo hasta que se llega al punto final, que es el punto de equivalencia en la reacción.

Recordar que los compuestos con elementos en sus estados de oxidación mayor solamente se pueden reducir, en cambio aquellos elementos que presentan estados intermedios, pueden actuar como agentes oxidantes o como agentes reductores y, los que presentan sus estados de oxidación más bajos, solamente se pueden oxidar y actuar como agentes reductores. La oxidación y la reducción siempre se presentan simultáneamente en una reacción.

Existen algunas sustancias que cambian de color al cambiar su estado de oxidación, conocidas como indicadores redox que son utilizadas en las titulaciones de este tipo. En esta práctica se utilizarán indicadores redox para detectar el punto de equivalencia, debido a que las sustancias participantes son incoloras, así como las soluciones que se obtienen después de la reacción.

Los indicadores redox presentan un color bien definido en cada uno de sus dos estados de oxidación (oxidado o reducido), se utilizan en reacciones que no son coloridas y se emplean en pequeñas cantidades, debido a que los colores que presentan son intensos. Estos indicadores requieren solamente un ligero cambio en las proporciones de un estado de oxidación a otro, para dar un cambio visible de color. Esta reacción del indicador es inmediatamente posterior al punto de equivalencia, y permite verificar el término de la reacción redox, sin alterar apreciablemente el volumen de titulante

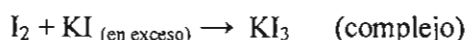
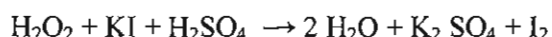
utilizado, debido a que una sola gota de titulante es suficiente para que el indicador cambie de color.

Algunos indicadores redox son:

Indicador	Color	
	Forma reducida	Forma oxidada
Azul de metileno	Azul	Incoloro
Difenilamin-sulfonato de bario	Incoloro	Púrpura
Ferroína	Rojo	Azul pálido
Nitro-ferroína	Rojo	Azul pálido
2, 6- diclorofenol-indofenil	Azul	Incoloro
Rojo neutro	Rojo	Incoloro
Tionina	Violeta	Incoloro

En la mayoría de las titulaciones redox participa un agente oxidante como titulante. Los reactivos titulantes reductores son menos comunes debido a que suelen ser inestables en presencia de oxígeno atmosférico y, por tanto, deben conservarse en una atmósfera inerte. Como se dispone de un número menor de indicadores para las titulaciones con reductores, generalmente se recurre a la potenciometría para detectar el punto de equivalencia.

Los agentes reductores pueden titularse directamente con el ion complejo de yodo (I_3^-) en presencia de almidón, la aparición de un intenso color azul del complejo yodo-almidón muestra el punto de equivalencia de la reacción. Los agentes oxidantes como el H_2O_2 pueden hacerse reaccionar con un exceso de I^- (ion yoduro) para formar I_3^- (ion complejo de yodo) como se indica en la siguiente reacción:



La determinación yodimétrica se completa titulado el I_3^- liberado con solución valorada de tiosulfato de sodio.

Para determinar la concentración de una solución mediante una titulación redox se debe:

- Establecer la reacción de oxido-reducción de la titulación
- Determinar el número de moles de titulante que reaccionaron, según la molaridad de la solución y el volumen de titulante, en el punto de equivalencia
- Mediante la estequiometría de la reacción, determinar el número de moles o gramos de analito que reaccionaron
- Mediante la fórmula ($M = \text{mol soluto/vol solución en litros}$), encontrar la molaridad (concentración) de la solución problema

En esta práctica se efectuarán titulaciones redox (con agentes reductores)

Medidas de higiene y seguridad

- Utilizar guantes (de preferencia de cloruro de polivinilo)
- Utilizar bata (de preferencia blanca) de algodón
- Lavar el material antes y después de utilizarlo.
- El ácido sulfúrico se absorbe por todas las vías, principalmente la respiratoria, puede causar irritaciones y quemaduras al contacto con la piel. Se debe mantener en envases cerrados debidamente etiquetados y en la campana de extracción, protegido de la luz solar y fuentes de calor.
- El agua oxigenada (peróxido de hidrógeno) que se utiliza en el laboratorio es un oxidante fuerte y al reaccionar puede desprender tal cantidad de energía que si entra en contacto con otros materiales orgánicos, puede llegar a provocar un incendio o una explosión. El contacto con piel y ojos puede llegar a ocasionar quemaduras y su inhalación puede causar daños severos
- El yoduro de potasio es ligeramente corrosivo por lo que al contacto con la piel puede causar ligera irritación, es dañino si se ingiere. No se debe poner junto a oxidantes fuertes, debe protegerse de la luz y de la humedad
- El yodo es venenoso y muy irritante, evítese el contacto con piel, ojos y ropa, es un oxidante moderado. Debe evitarse guardarlo junto a agentes reductores fuertes (como el yoduro de potasio) y/o exponerlo a alguna fuente de calor o a la luz solar.
- El tiosulfato de sodio aunque no se considera dañino, es conveniente evitar el contacto con piel, ojos y ropa.
- Al finalizar la práctica, a todas las soluciones oxidantes se les debe agregar solución de tiosulfato de sodio hasta que la solución sea incolora para ser desechadas después.

Desarrollo Experimental

Actividad previa

1. Determinar la cantidad en gramos, equivalente a 0.12 moles de KI (yoduro de potasio)
2. Determinar la cantidad en gramos, equivalente a 0.05 moles de I_2 (yodo)
3. Determinar la cantidad de H_2SO_4 (ácido sulfúrico) concentrado para preparar 50 mL de una solución 1.0 M de este ácido

MATERIAL Y EQUIPO

1 matraz volumétrico de 50 mL
2 vasos de precipitados de 50 mL
1 espátula
6 matraces Erlenmeyer de 125 mL
1 bureta de 25 mL
1 soporte con pinza para bureta
1 pipeta de 1 mL
1 pipeta de 10 mL
1 perilla de succión o jeringa

REACTIVOS

Solución de yodo-yoduro 0.05 M
Solución de yoduro de potasio 0.12 M
Solución de tiosulfato de sodio 0.1 M
Solución de almidón al 1%
Agua oxigenada al 3%
Acido sulfúrico 1.0 M

Procedimiento

Titulación del agua oxigenada

1. Llenar la bureta con la solución de tiosulfato de sodio
2. Solución a analizar: En tres matraces Erlenmeyer se colocan alícuotas de 10 mL cada una de solución de agua oxigenada

Preparación de la alícuota: en un matraz Erlenmeyer se toman 10 mL de agua oxigenada comercial (al 3%), se le agregan 2 mL de H_2SO_4 1M y 1 gramo de KI y se mezcla bien la solución.

3. Se titula agregando gota a gota, la solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ a la solución de agua oxigenada (H_2O_2), cuando se observe que la solución pasa de un color café oscuro a amarillo paja, agregar aproximadamente 1 mL de solución indicadora de almidón. El punto de equivalencia se alcanza cuando la solución se decolora durante unos 15 segundos.

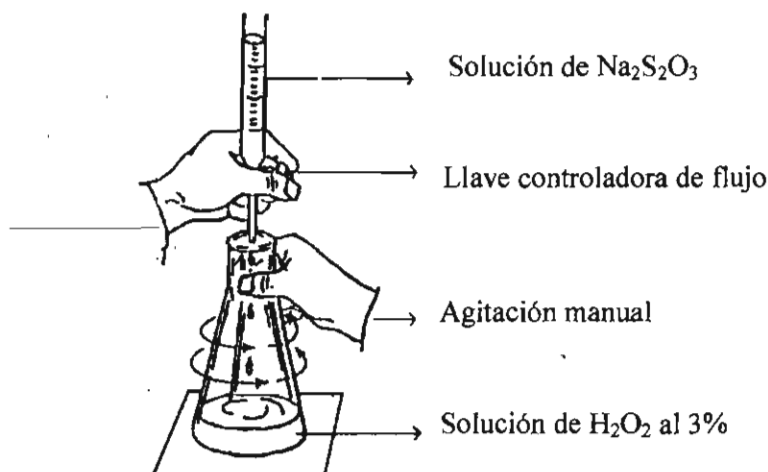
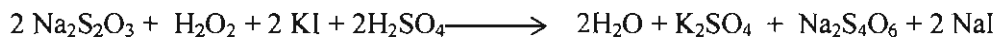
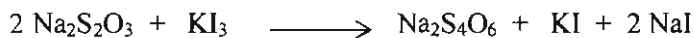
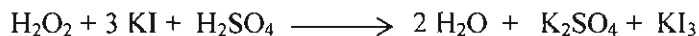


Figura 1. Montaje del equipo necesario para realizar una titulación.

4. Tomar nota del volumen gastado de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ en el punto de equivalencia.

Ecuaciones químicas de la titulación:



Datos

Titulación del agua oxigenada

Volumen gastado (1ª alícuota, sol. de H_2O_2) _____ mL

Volumen gastado (2ª alícuota, sol. de H_2O_2) _____ mL

Volumen gastado (3ª alícuota, sol. de H_2O_2) _____ mL

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

Cálculos

1. Balanceo de las ecuaciones involucradas en las reacciones efectuadas en esta práctica
2. Determinación de la cantidad (en gramos) de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (tiosulfato de sodio) en el volumen gastado en la titulación
3. Determinar el porcentaje (%) de H_2O_2 (peróxido de hidrógeno) en la solución problema

Resultados

Cuestionario.

1. Proporcionar tres ejemplos de agentes reductores y tres de agentes oxidantes
2. Explicar por qué la oxidación y la reducción se presentan simultáneamente en una reacción redox
3. Explicar cuál es la función del indicador redox en una titulación
4. Indique el número de electrones transferidos en la reacción entre el $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (tiosulfato de sodio) y el KI (yoduro de potasio)
5. De la siguiente lista de reacciones, indique cuales son reacciones redox (mediante una R) y cuáles no lo son (mediante: NR), y para aquellas reacciones redox, calcule el número de electrones transferidos, e identifique al agente reductor:

Reacción	Tipo de Reacción	Número de electrones transferidos	Agente reductor
$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{CaCO}_3$			
$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$			
$\text{Zn} + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Hg}$			
$\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$			
$\text{HClO}_3 + \text{LiOH} \rightarrow \text{LiClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$			
$\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$			
$\text{Ag} + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{KAg}(\text{CN})_2 + \text{KOH}$			

Lecturas recomendadas

Chang, R.; *Química*. Sexta Edición, Ed. Mc Graw Hill, 1999.
Spencer, J.N.; Bodner, G.M. y Rickard, L.H; *Química: estructura y dinámica*, Ed. CECSA, 2000.
Umland, J.B. y Bellama, J.M.; *Química general*, Tercera Edición, Edit. International Thomson Editores, 1999
Whitten, K.; Davis, R. Y Peck, M.L.; *Química general*, Quinta Edición, Ed. Mc Graw Hill, 1999

PRACTICA

REACCIONES DE OXIDO REDUCCIÓN. TITULACIÓN CON AGENTES REDUCTORES OPCIÓN B

OBJETIVO GENERAL

Balancear y llevar a cabo una titulación Redox con agente reductor

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Diferenciar a las reacciones de óxido reducción de las de precipitación, neutralización e intercambio iónico
- Describir el proceso de balanceo Redox por el método del ión electrón en medio ácido, básico y neutro de la reacción de permanganato con bisulfito como reductor
- Diferenciar a los agentes oxidantes y agentes reductores
- Efectuar la titulación Redox del Mn(VII) a: Mn(II) en medio ácido, con el reductor bisulfito de sodio NaHSO_3
- Calcular el volumen del vire en la titulación del permanganato KMnO_4 con bisulfito, en medio neutro y básico, con el volumen gastado del titulante en medio ácido
- Determinar la concentración de una solución en cuyo soluto existe un elemento capaz de disminuir su número de oxidación, mediante una titulación con agentes reductores

FUNDAMENTOS TEÓRICO

La titulación es un método para determinar la cantidad de una sustancia (analito) contenida en una solución. Por lo general, en la titulación se agrega una solución de concentración conocida (titulante o solución valorada) mediante una bureta a la solución de la cual se desea conocer su concentración (solución por titular), este proceso se lleva a cabo hasta que se llega al punto final, que es el punto de equivalencia en la reacción.

Recordar que los compuestos con elementos en sus estados de oxidación mayor solamente se pueden reducir, en cambio aquellos elementos que presentan estados intermedios, pueden actuar como agentes oxidantes o como agentes reductores y los que presentan sus estados de oxidación más bajos, solamente se pueden oxidar y actuar como agentes reductores. La oxidación y la reducción siempre se presentan simultáneamente en una reacción.

Existen sustancias que cambian de color al cambiar su estado de oxidación conocidas como indicadores redox. Son utilizadas en titulaciones de este tipo. Los indicadores redox presentan un color bien definido en cada uno de sus dos estados

de oxidación (oxidado o reducido), se utilizan en reacciones que no son coloridas y se emplean en pequeñas cantidades, debido a que los colores que presentan son intensos.

Estos indicadores requieren solamente un ligero cambio en las proporciones de un estado de oxidación a otro, para dar un cambio visible de color. Esta reacción del indicador es inmediatamente posterior al punto de equivalencia, y permite verificar el término de la reacción redox, sin alterar apreciablemente el volumen de titulante utilizado, debido a que una sola gota de titulante es suficiente para que el indicador cambie de color.

La titulación del permanganato con bisulfito no necesita indicador redox, ya que el mismo permanganato cambia de color en el punto de equivalencia (vire), no obstante en la Tabla I se mencionan algunos indicadores y el color según su estado.

Tabla 1. Algunos indicadores redox

Indicador	Color	
	Forma reducida	Forma oxidada
Azul de metileno	Azul	Incoloro
Difenilamín-sulfonato de bario	Incoloro	Púrpura
Ferroína	Rojo	Azul pálido
Nitro-ferroína	Rojo	Azul pálido
2, 6- diclorofenol-indofenil	Azul	Incoloro
Rojo neutro	Rojo	Incoloro
Tionina	Violeta	Incoloro

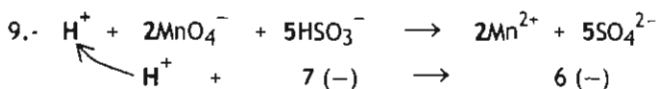
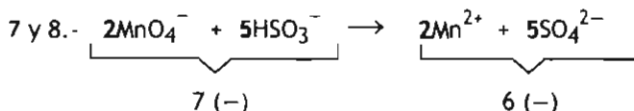
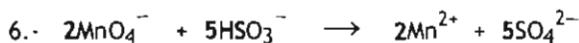
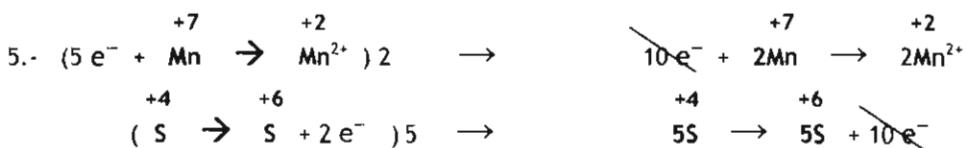
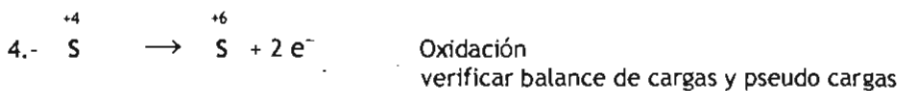
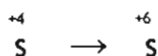
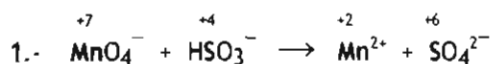
En la mayoría de las titulaciones redox participa un agente oxidante como titulante. Los reactivos titulantes reductores son menos comunes debido a que suelen ser inestables en presencia de oxígeno atmosférico y por tanto, deben conservarse en una atmósfera inerte. Como se dispone de un número menor de indicadores para las titulaciones con reductores, generalmente se recurre a la potenciometría para detectar el punto de equivalencia.

Balanceo Redox en medio ácido. Para iniciar el balance de una ecuación química, ésta debe estar escrita correctamente y en forma iónica. Recordar que la reducción es la ganancia de electrones y la oxidación la pérdida de electrones

1. Identificar por los estados de oxidación el átomo que se oxida y el que se reduce
2. balancear el número de átomos de la especie que se reduce, que deben ser igual en los reactivos y en los productos. Lo mismo para el átomo que se oxida
3. anotar el número de electrones que se ganan en la reducción del lado de los "reactivos" (izquierda)
4. anotar el número de electrones que se pierden en la oxidación del lado de los "productos" (derecha)
5. Verificar en la oxidación y la reducción que el balance de cargas "reales" y pseudo cargas (estados de oxidación) sean igual en los reactivos que en los productos

6. con coeficiente numéricos en cada una de las ecuaciones de oxidación y reducción, igualar el número de electrones ganados con los perdidos
7. trasladar estos coeficientes numéricos a la ecuación química principal, eliminando la anotación de los estados de oxidación
8. realizar el balance de cargas reales de los reactivos, anotar
9. realizar el balance de cargas "reales" de los productos, anotar
10. balancear las cargas con protones H^+ , del lado que sea necesario para que en los productos y los reactivos quede el mismo número de cargas
11. el exceso de protones se balancean con moléculas de agua en el lado contrario
12. verificar que el número de átomos de cada uno de los compuestos estén balanceados.

Ejemplo: a) Balancear en medio ácido:



c) Llenado de la bureta

- Nuevamente agregar bisulfito a la bureta, antes de llevar el líquido a la marca de cero, eliminar la burbuja de aire de la punta, abriendo la llave de la bureta y agitándola suavemente hacia arriba y abajo, hasta que salga el aire, recibir el líquido en el mismo vaso con que se vacía el líquido a la bureta
- Llenarla hasta la marca de cero (el menisco inferior del líquido sobre la línea de cero)

b) Titulación en medio ácido

- Con la pipeta graduada tomar 2 mL de permanganato y colocarlo en el matraz Erlenmeyer
- Agregar 1 gota de ácido clorhídrico, agitar
- Titular la solución de permanganato por goteo lento del bisulfito y agitando rápidamente el matraz, colocar una hoja blanca bajo el matraz para observar el vire, de rosa o morado (Mn VII) a incoloro (Mn II). **Cerrar inmediatamente la llave de la bureta**
- Anotar el volumen del bisulfito $V_{NaHS_2O_3}$, Ac. en la Tabla 3 y comparar con el calculado en la Tabla 2
- Anotar el cambio de color en la Tabla 4

c) Titulación en medio neutro

- Tomar otros 2 mL de permanganato y colocarlo en el matraz Erlenmeyer
- Calcular el volumen de bisulfito de sodio $NaHS_2O_3$, necesario para alcanzar el punto de equivalencia en el medio neutro, que corresponde a 3/5 del volumen $V_{NaHS_2O_3}$, Ac.
- Anotar en la Tabla 3
- Añadir el volumen calculado de titulante de una manera rápida
- Comparar con el calculado en la Tabla 2
- Observar el cambio de color y anotar en la Tabla 4

d) Titulación en medio básico

- Nuevamente tomar 2 mL de permanganato y colocarlo en el matraz Erlenmeyer
- Agregar 3 gotas de hidróxido de sodio, agitar
- Calcular el volumen de bisulfito de sodio $NaHS_2O_3$, necesario para alcanzar el punto de equivalencia, que corresponde a 1/5 del volumen $V_{NaHS_2O_3}$, Ac.
- Anotar en la Tabla 3
- Añadir el volumen calculado de titulante de una manera rápida
- Comparar con el calculado en la Tabla 2
- Observar el cambio de color y anotar en la Tabla 4

DATOS Y CÁLCULOS

- 1.- Llenar la Tabla 2, con los volúmenes del reductor, calculados con los datos dados en la Tabla.

Tabla 2. Volumen calculado de bisulfito en el punto de equivalencia en los 3 medios

$$C_{KMnO_4} = C_{NaHSO_3} = 0.001M, V_{KMnO_4} = 2 mL$$

Volumen (mL) calculado de reductor		
Medio ácido	Medio neutro	Medio básico
$V_{NaHSO_3} = \frac{(5) V_{KMnO_4} \times C_{KMnO_4}}{(2) C_{NaHSO_3}}$	$V_{NaHSO_3} = \frac{(3) V_{KMnO_4} \times C_{KMnO_4}}{(2) C_{NaHSO_3}}$	$V_{NaHSO_3} = \frac{(1) V_{KMnO_4} \times C_{KMnO_4}}{(2) C_{NaHSO_3}}$

Nota: Si hay diferencia entre los volúmenes de titulante de la Tabla 2 y la 3 puede deberse a que la concentración del bisulfito y/o permanganato no corresponden a la reportada en la etiqueta o hubo error experimental en la titulación. Sin embargo si el error es debido a las concentraciones las proporciones en los volúmenes del titulante se conservan en la Tabla 3

- 2.- Llenar la Tabla 3 con el volumen experimental gastado en el medio ácido y los calculados con este volumen para los medios básico y neutro

Tabla 3. Volumen experimental de HSO_3^- en el punto de equivalencia en los 3 medios

Volumen (mL) experimental de reductor		
Medio ácido	Medio neutro	Medio básico
$V_{NaHSO_3, AC.}$	$\frac{3 V_{NaHSO_3, AC.}}{5}$	$\frac{1 V_{NaHSO_3, AC.}}{5}$

- 3.- Registrar en la Tabla 4, el color del manganeso reducido en los tres medios.

Tabla 4. Color de la solución de $KMnO_4$ en el punto de equivalencia en los 3 medios

Color de la solución de permanganato		
Ácido (Mn II)	Neutro (Mn IV)	Básico (Mn VI)

- 4.- Con los datos experimentales en la titulación en medio ácido, calcular la concentración de la solución de permanganato

$$C_{KMnO_4} = \frac{2 C_{NaHSO_3} \times V_{NaHSO_3}}{5 V_{KMnO_4}}$$

- 5.- Comparar la concentración del permanganato con la de la etiqueta a través de un porcentaje de error

$$C_{KMnO_4} = \underline{\hspace{2cm}} \quad C_{KMnO_4 (etiqueta)} = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$\text{Error} = \frac{C_{KMnO_4} - C_{KMnO_4 (etiqueta)}}{C_{KMnO_4}} \times 100 = \underline{\hspace{2cm}} \%$$

CUESTIONARIO

1. En la titulación del permanganato con bisulfito de sodio indicar:

Agente reductor _____ Agente oxidante _____

2. El manganeso es un elemento de transición (bloque d), cuyas características es presentar diferentes colores en sus diferentes estados de oxidación.

Relacionar columnas

Mn (II) ()	a) rojo
	b) verde
Mn (IV) ()	c) azul
	d) morado
Mn (VI) ()	e) incoloro
	f) precipitado azul
Mn (VII) ()	g) precipitado café y/o solución naranja

3. De las siguientes fórmulas: Mn^{2+} , MnO_2 (dióxido de manganeso), MnO_4^{2-} (manganato) y MnO_4^- (permanganato), indicar:

A) Su color

Ión	Mn^{2+}	MnO_2	MnO_4^{2-}	MnO_4^-
Color				

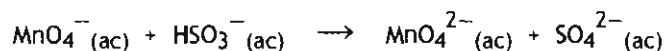
B) Cuales son poliiones: _____

Nombre

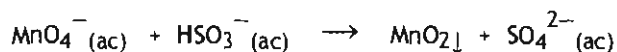
Equipo

Grupo

- 1.- **Medio básico.** El balance en medio básico se diferencia en el punto 9 (ver manual), en dónde las cargas "reales" de los iones se balancean con cargas negativas de oхhidrilos OH^- . Realizar el balance paso por paso de la reducción del Mn (VII) a Mn (VI) con el agente reductor bisulfito en medio básico



- 2.- **Medio neutro.** El balance en medio neutro se diferencia en el punto 9 (ver práctica), en dónde las cargas "reales" de los iones se balancean con cargas negativas de oхhidrilos OH^- o positivas de H^+ , lo que se necesite solo del lado derecho (productos). Realizar el balance paso por paso de la reacción de reducción del Mn (VII) a Mn (IV) con el agente reductor bisulfito en medio neutro



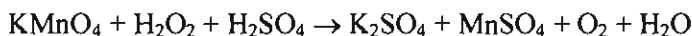
Celdas Electroquímicas, Fuentes de Poder y Electrólisis

Objetivo específico

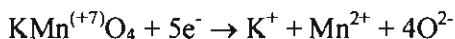
Que el estudiante sea capaz de plantear las reacciones de óxido–reducción como semi-reacciones separadas e instrumentar los dispositivos que permiten llevarlas a cabo, ya sea para la producción de la electricidad (fuentes de poder) o para la producción de especies químicas mediante la aplicación de corriente directa (celdas de electrólisis).

Consideraciones teóricas

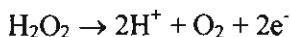
Un método aceptado para realizar el balance de una ecuación de oxido–reducción es el denominado “de medias reacciones”, se llama así por que en una ecuación química se muestra cómo una de las especies actúa en caso de aceptar electrones (la especie es llamada oxidante) y en otra ecuación otra especie cede electrones (denominada reductor). Por ejemplo en la reacción de permanganato de potasio con agua oxigenada, la ecuación no balanceada es:



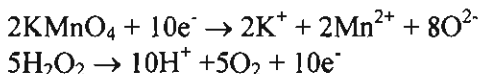
en la que se reconoce al KMnO_4 como oxidante, al aceptar electrones



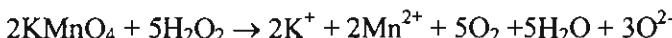
y al peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) como reductor al ceder electrones:



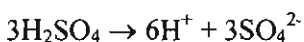
Para que ocurra el balance es necesario que el número de electrones aceptados y cedidos sea igual. Este número debe ser el mínimo común múltiplo de los números de electrones que intervienen en las medias reacciones, o sea $5 \times 2 = 10$. Esto implica multiplicar por 2 la ecuación del oxidante y por 5 la del reductor.



al sumar las dos ecuaciones se cancelarán los 10 electrones por estar en lados opuestos de la igualdad. La suma es



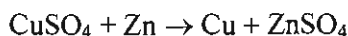
El balance se termina con la adición del ácido sulfúrico que aportará los iones H^+ para neutralizar la carga de los O^{2-} restantes:



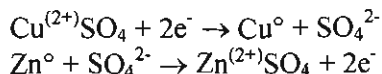
Los iones sulfato SO_4^{2-} serán neutralizados por los iones positivos K^+ y Mn^{2+} , tal que:



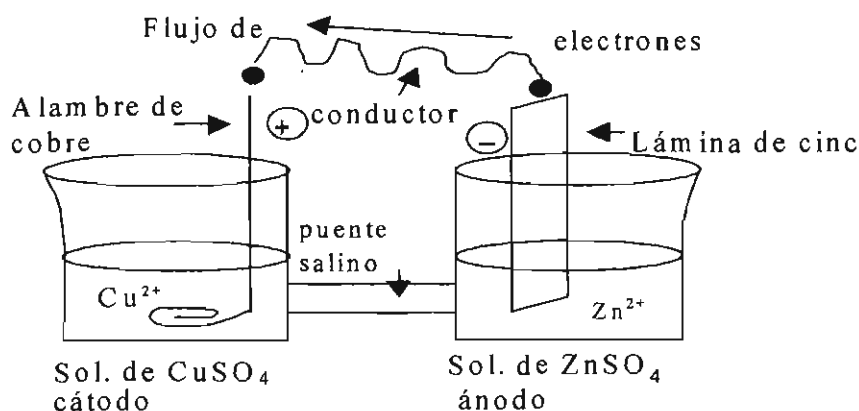
En muchas reacciones químicas es posible separar físicamente las medias reacciones en un arreglo que se llama celda electroquímica. Por ejemplo en la reacción:



Las medias reacciones son



Para realizar estas medias reacciones es necesario que exista una solución de sulfato de cobre en la que se encuentre sumergido un alambre de cobre, para que se pueda realizar la primera media reacción y que exista una solución de sulfato de zinc en la que se encuentre una lamina de zinc para que se realice la segunda. Cada solución con su correspondiente metal se conoce como “media celda”.



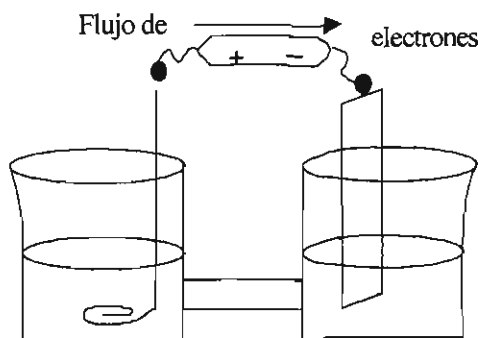
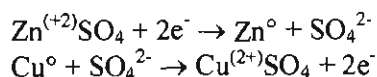
Celda voltaica

Por otra parte es necesario conectar los metales para que los electrones puedan ir de una media reacción (media celda) a la otra. Las terminales eléctricas, ya sea el metal de la reacción u otro, se llaman “electrodos”. Los electrones deben salir de la lámina de zinc, según la segunda media reacción y entrar a la otra media reacción por medio del alambre de cobre. Por esta razón se dice que la lámina de zinc es el polo negativo, electrodo negativo o ánodo y el alambre de cobre es el polo positivo, electrodo positivo o cátodo.

También es necesario encontrar un mecanismo que transporte a los iones sulfato SO_4^{2-} de una media celda a la otra, ya que en la primera media reacción el ion sulfato se produce y en la segunda se consume. Generalmente se utiliza un tubo que contiene una gelatina con una alta concentración de sulfato en forma de sulfato de potasio. Esto permite que la gelatina pueda ceder iones sulfato a la media celda del zinc y absorberlos de la media celda de cobre, sin que los iones metálicos puedan ser transportados de una celda a otra. Este arreglo de tubo + gelatina + sal de sulfato se llama “puente salino”. Existen otros arreglos para el transporte de iones.

Cuando un arreglo químico de dos medias celdas puede producir electricidad, el arreglo se llama celda voltaica o galvánica.

Muchas celdas voltaicas son bidireccionales, es decir: cuando el metal está en contacto con la solución son capaces de almacenar cargas positivas o negativas, según el caso, pero cuando los electrodos tienen carga eléctrica son capaces de inducir la reacción química opuesta. Por ejemplo si con una fuente externa de corriente se obliga al cobre a ser polo positivo (o sea a ceder electrones) y a la lámina de cinc a ser polo negativo (o sea, a absorber electrones) las medias reacciones se invierten:



Celda electrolítica

En la celda galvánica se observaría que el electrodo de cobre aumenta de masa en la medida que se produce la electricidad y el electrodo de cinc disminuye de masa. En la celda de electrólisis las reacciones se invierten y la masa del electrodo de cobre disminuye y la del cinc aumenta en la medida que la celda conduce la electricidad.

Medidas de higiene y seguridad.

Todas las sales de cobre son ligeramente tóxicas, por lo cual es conveniente manejar el material con guantes.

El ácido sulfúrico y sus soluciones son corrosivas y atacan a las sustancias orgánicas como la piel, la tela, el papel, etc. Tenga cuidado al manejar todos los recipientes que los contengan, en particular, evite los derrames.

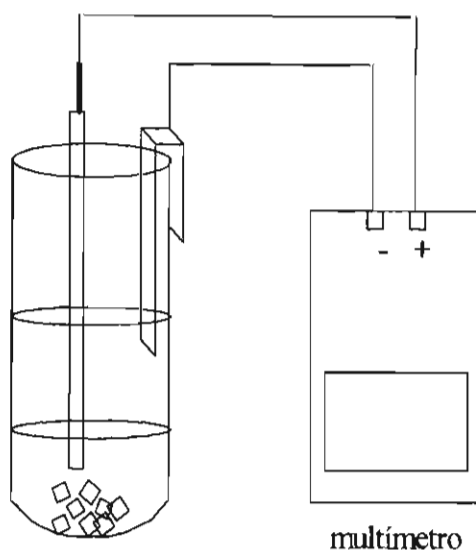
Recuperación de residuos. Solicitar al técnico, al ayudante o al profesor que reciba en un recipiente apropiado la solución utilizada del CuCl_2 , que puede ser reutilizada posteriormente. La solución residual de la pila Callaud también debe ser recogida en un recipiente adecuado, pues puede ser reutilizada con solamente volver a saturarla con CuSO_4 .

Lavar todo el material utilizado, incluyendo los electrodos de grafito (con mucho cuidado, es frágil), exceptuando a la pila seca y a los hilos conductores.

Devolver el material limpio y, de preferencia, seco.

Desarrollo Experimental

MATERIAL Y EQUIPO	REACTIVOS
PARTE A	
1 celda galvánica	- 5 mL de solución saturada de CuSO_4
1 lámina de cinc limpia	- cristales de CuSO_4
15 cm de alambre de cobre con cubierta de plástico, con 1cm descubierto en cada extremo	- 5 mL de agua destilada, acidulada con una gota de ácido sulfúrico diluido 1:10
1 multímetro con escala de cero a 2.5V	
1 tubo de ensayo de 22x130 mm aprox.	
1 gradilla	
PARTE B	
1 celda electrolítica	
1 vaso de precipitados de 50 mL	
1 regleta de 20x50 mm (aprox.) con dos perforaciones de 1.6 mm (realizar con broca de 1/16") a 1.5 cm de c/ extremo	
2 minas de grafito	
1 pila seca de 9 volts o una fuente de poder de corriente directa	
2 cables conductores de 30 cm, con caimán en ambos extremos	
30 mL de solución de CuCl_2 al 10% en peso	
Parte A. Colocar en un tubo de ensayo unos cristales de sulfato de cobre $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ y sobre ellos poner unos 3–5 mL de solución saturada de sulfato de cobre. Con mucho cuidado dejar resbalar por las paredes, mediante una pipeta, 3–5 mL de agua destilada acidulada con ácido sulfúrico (por ejemplo 1 gota de ácido puro por cada 100 mL de agua). Insertar el alambre de cobre de tal manera que llegue hasta el fondo. El alambre debe conservar su cubierta de plástico, excepto en los extremos; el inferior solamente para entrar en contacto <u>solamente</u> con la solución de sulfato de cobre y el superior para poderla fijar con el caimán del multímetro.	
Insertar una laminilla de cinc doblada de tal manera que solamente sumergirá una parte pequeña en la solución del ácido	
Conectar el multímetro apagado de tal manera que el polo negativo del multímetro quede conectado a la lámina de cinc (con caimán) y el polo positivo al cobre. Seleccionar la escala de 2.5V del multímetro y conectar. Registrar la lectura y el signo de la lectura.	



Pila Callaud de densidades

Apagar el multímetro. Invertir las conexiones y vuelva a encender. Registre la lectura y su signo.

Con ayuda de cables conductores conectar dos o más pilas en serie. Esto se hace uniendo la terminal de cinc de una pila con la de cobre de otra, sucesivamente. Lea con el multímetro desde la primera lámina de cinc, hasta el último alambre de cobre. Registre el voltaje de cada celda y el de su conexión en serie.

Parte B. Celda de electrólisis

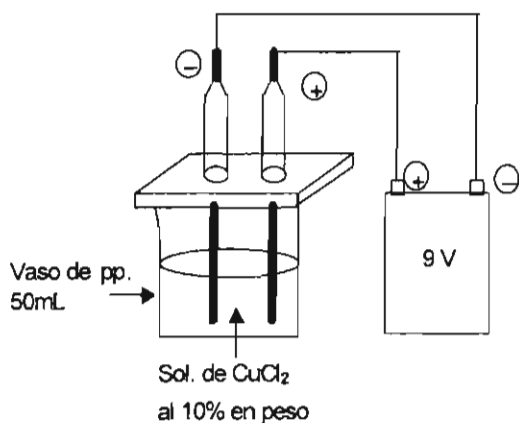


Figura 1
Celda de electrólisis

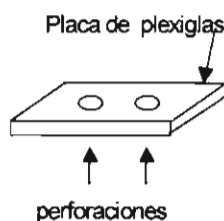


Figura 2
Placa de plexiglás

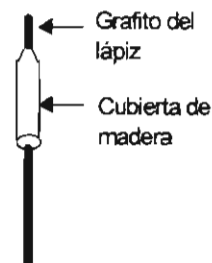


Figura 3
Mina de grafito

La figura 3 muestra la mina de grafito cuyo extremo inferior deberá atravesar las perforaciones de la placa de plexiglás (figura2) y el extremo superior será útil para “morder” la mina con el caimán que está en el extremo del cable conductor que se conecta a la pila de 9 V. La Figura 1 muestra el arreglo completo de vaso, solución de CuCl_2 al 10% w/v, la placa de soporte de plexiglás, los electrodos de grafito y la pila seca de 9 V y sus conexiones.

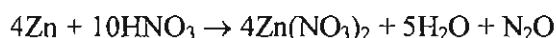
El grafito se utiliza como terminal eléctrica en muchas electrólisis, por su estabilidad química, esto significa que no es atacado por ácidos o por bases, oxidantes o reductores. Su único inconveniente es su fragilidad, por lo cual habrá que manejarlo con mucho cuidado.

En el vaso de precipitados de 50 mL poner aproximadamente 30 mL de la solución de CuCl_2 (ya sea midiendo en probeta de 50 mL, o simplemente colocando en el vaso un poco mas allá de la mitad de su volumen). Colocar la placa de plexiglás como soporte e insertar los electrodos. Vigilar que ambos electrodos estén sumergidos, de no ser así, poner un poco más de solución.

Preparar la pila de 9 V con su capuchón de terminales. Los hilos conductores de este capuchón están diferenciados por colores. El hilo de color negro es el negativo y el de color rojo es el positivo. Utilizar los hilos conductores con caimán para conectar cada polo de la pila.

Cuestionario

1. La siguiente es una ecuación balanceada de óxido–reducción



Plantear las medias reacciones que conducen al balance de electrones

2. Se puede utilizar una celda Callaud utilizando un clavo de hierro en lugar de una lámina de cinc. Establecer las reacciones de las medias celdas y la reacción total
3. ¿Cuáles son los productos químicos que se espera obtener de las electrólisis de las soluciones de:
 - a) cloruro de hidrógeno, HCl
 - b) cloruro de níquel, NiClEscriba las reacciones que ocurren en cada electrodo durante las electrólisis de las sustancias propuestas

4. Consulte cuáles son los productos químicos que se espera obtener de las electrólisis de las soluciones de
 - a) cloruro de sodio, NaCl
 - b) hidróxido de sodio, NaOH
 - c) ácido sulfúrico, H₂SO₄
 - d) sulfato de cobre, CuSO₄
5. En la celda Callaud que fue preparada en este experimento no se usó “puente salino” ¿Por qué?

Nota: Cuando la misma reacción de la celda Callaud se prepara con dos vasos y puente salino la celda galvánica se llama “Daniell”

6. A partir de los datos experimentales ¿puede generar una ecuación que dé el voltaje de un conjunto de pilas Callaud conectadas en serie?
7. ¿Qué conclusión puede obtener del voltaje y la polaridad de la celda Callaud conectada al multímetro de dos maneras diferentes?
8. Observar la celda de electrólisis por varios minutos a partir de que se completen las conexiones. Describir los fenómenos que se observan en cada electrodo.
9. Escriba la reacción química que se espera que ocurra en el electrodo de grafito conectado al polo negativo de la pila seca. Aporte las observaciones necesarias para justificar qué ocurre.
10. Escriba la reacción química que se espera que ocurra en el electrodo de grafito conectado al polo positivo de la pila seca. Aporte las observaciones necesarias para justificar qué ocurre.

Lecturas recomendadas

Masterton, Slowinski, Stanitski. *Química General Superior* 6ª edición. Mc Graw Hill, 1989

Apéndice

A) Preparación de la solución de KMnO_4 0.088 M.

Se pesa la cantidad de sal indicada y se disuelve en suficiente agua destilada para completar el volumen, se lleva a ebullición y se deja reposar cuando menos 24 horas para que se enfríe hasta temperatura ambiente. La solución se filtra a través de un filtro de vidrio poroso y se guarda en frasco de color ámbar herméticamente tapada. Es preferible valorarla al momento de utilizarla para verificar su concentración exacta.

B) Valoración de la solución de KMnO_4 0.088 M

Para valorar una solución que se va a usar como titulante, se debe utilizar una sal que sea estable a posibles variaciones de temperatura y humedad, para asegurar que su masa no se alterará durante el tiempo que transcurra su preparación. El oxalato de sodio, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, es un estándar primario que se utiliza para valorar las soluciones de KMnO_4 .

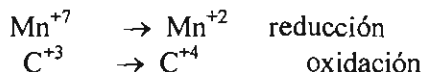
Colocar en una bureta la solución de KMnO_4 por valorar y agregar poco a poco y con agitación constante, volúmenes pequeños de esta solución al matraz Erlenmeyer de 125 mL que contiene la solución caliente ($60 - 70^\circ \text{C}$) de oxalato de sodio, a la que se le agregaron 3 mL de H_2SO_4 diluido al 10%. El punto de equivalencia de la reacción es el momento en el que aparece un color rosa permanente, indicando que ya no existe más oxalato de sodio para reaccionar.

Para determinar la cantidad de oxalato de sodio que se debe hacer reaccionar con el permanganato de potasio, se realizan los siguientes pasos:

- Establecer la reacción del permanganato de potasio con el oxalato de sodio:



- Clasificar a los elementos oxidado y reducido:



- Cálculo de las moles que intervienen en la reacción:

$$\text{moles de } \text{KMnO}_4 = \text{moles de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \left(\frac{2 \text{ moles de } \text{KMnO}_4}{5 \text{ moles } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \right)$$

- Cálculo de la masa molar de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$:

Masas atómicas en gramos de los elementos:

$$2 \text{ Na} = 2 (23) = 46 \text{ g/mol} \quad 2 \text{ C} = 2 (12) = 24 \text{ g/mol} \quad 4 \text{ O} = 4 (16) = 64 \text{ g/mol}$$

$$\text{PM Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 134 \text{ g/mol}$$

Si suponemos un gasto de 20 mL de KMnO_4 0.088 M, se tendrá:

$$20 \text{ mL} * 0.088 \text{ M} = 1.76 \text{ mmoles de KMnO}_4 \quad \text{o} \quad 0.00176 \text{ moles}$$

Para encontrar el número de mmoles de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ que deben reaccionar con 1.76 mmoles de KMnO_4 :

$$\begin{array}{l} 2000 \text{ mmoles de KMnO}_4 \quad \underline{\hspace{1cm}} \quad 5000 \text{ mmoles de Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \\ 1.76 \text{ mmoles de KMnO}_4 \quad \underline{\hspace{1cm}} \quad x \text{ mmoles de Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \end{array}$$

$$x = 4.4 \text{ mmoles de Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Para conocer la masa de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ que se debe pesar para titularse con 20 mL de solución 0.088 M de KMnO_4

$$\begin{array}{l} m = nM \quad \quad M = \text{masa molar} \\ m = 4.4 \text{ mmoles} * 0.134 \text{ g/mmol} \\ m = 0.589 \text{ g de Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \end{array}$$

Esta es la masa de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ que se debe pesar, disolver en suficiente cantidad de agua destilada y acidular con HCl 1:1. Se recomienda hacer la titulación por triplicado y calcular el promedio de las 3 determinaciones para valorar la solución de KMnO_4 . Si no se dispone de suficiente tiempo, entonces se puede hacer una sola valoración por cada equipo de trabajo y, con el promedio de todos los equipos obtener el título de la solución de KMnO_4 .

Preparación de la solución reductora que se va a titular.

Tomar una alícuota de 5 mL de peróxido de hidrógeno y colocarlos en un matraz Erlenmeyer de 125 mL, agregar de 30 a 50 mL de agua para facilitar la observación del punto de equivalencia en la reacción, y 3 mL de H_2SO_4 al 10 %

Preparación de la solución de H_2SO_4 (ácido sulfúrico) 1M

Medir la cantidad indicada de H_2SO_4 (ácido sulfúrico) concentrado para preparar 50 mL de una solución 1M de ácido sulfúrico. En un matraz de 50 mL, colocar aproximadamente 20 mL de agua destilada agregar el ácido dejándolo resbalar lentamente por las paredes del matraz, agitar y completar el volumen requerido con agua destilada.

PRECAUCIÓN: la reacción del ácido sulfúrico con el agua es una reacción exotérmica, esto es, desprende calor; en caso necesario, enfriar el matraz dejando

resbalar agua de la llave por las paredes externas del matraz cuidando que no caiga nada de esta agua dentro del mismo.

II. Titulación del tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)

1. Llenar la bureta con solución de yodo-yoduro (titulante) cuidando de enjuagarla antes con aproximadamente 2 mL de esta solución. Purgar la bureta: eliminar el aire contenido en la punta de la bureta, abriendo la llave y dejar que salga parte de la solución cuidando que no contenga burbujas de aire antes de cerrar la llave.
2. Solución a analizar: En tres matraces Erlenmeyer, se colocan alícuotas (cantidades pequeñas, en volumen, de la solución a analizar) de solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (tiosulfato de sodio).

Preparación de la alícuota: se debe colocar en un matraz Erlenmeyer 10 mL de la solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (tiosulfato de sodio), 1 mL de solución de H_2SO_4 (ácido sulfúrico) 1M y una gota de solución de almidón.

3. Se titula agregando gota a gota la solución yodo-yoduro a la solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (tiosulfato de sodio). (figura No. 1)
4. Tomar nota del volumen gastado en el punto de equivalencia, que se observa cuando la mezcla toma un color azul.

Preparación de la solución de yoduro de potasio

Pesar el equivalente en gramos de 0.12 mol de KI (yoduro de potasio) y 0.05 mol de I_2 (yodo), necesarios para preparar 250 mL de solución. Disolver cada sal por separado en aproximadamente 30 mL de agua destilada. Vaciar ambas soluciones en un matraz volumétrico de 250 mL y agregar agua destilada hasta la marca (aforo). Agitar.

MANUAL DE LABORATORIO DE REACCIONES Y ENLACE QUÍMICO

**SE TERMINÓ DE IMPRIMIR EN EL MES DE
ABRIL DE 2010 EN LOS TALLERES DE LA SECCIÓN
DE IMPRESIÓN Y REPRODUCCIÓN DE LA
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
UNIDAD AZCAPOTZALCO**

**SE IMPRIMIERON 1.000 EJEMPLARES
MÁS SOBRANTES PARA REPOSICIÓN**

**LA EDICIÓN ESTUVO A CARGO DE LA
SECCIÓN DE PRODUCCIÓN Y DISTRIBUCIÓN EDITORIALES
DE LA UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
UNIDAD AZCAPOTZALCO**

*El usuario se obliga a devolver este libro en la fecha
señalada en el sello mas reciente*

Código de barras. 2892923

FECHA DE DEVOLUCION

[illegible]

- Ordenar las fechas de vencimiento de manera vertical.
- Cancelar con el sello de "DEVUELTO" la fecha de vencimiento a la entrega del libro



UAM
QD502

M3.5
2010

2892923

Manual de laboratorio de

MANUAL DE LABORATORIO DE REACCIONES Y ENLAC

CORREA HUGO • SECCIÓN DE IMPRESIÓN

36656

R 40



\$ 22.00

40 ANTOLOGIAS CBI • 01 CBI

ISBN: 970-654-937-4



978-97065-49372

UNIVERSIDAD
AUTÓNOMA
METROPOLITANA
Casa abierta al tiempo



División de Ciencias Básicas e Ingeniería
Departamento de Ciencias Básicas
Coordinación de Extensión Universitaria
Sección de Producción y Distribución Editoriales

Ciencias